EL ÁTOMO CUÁNTICO

BOHR

Pasaporte cuántico a otro estado



NATIONAL GEOGRAPHIC

NIELS BOHR es una de las figuras clave de la revolución cuántica que tomó al asalto la ciencia del siglo XX. Su modelo atómico, de estados de energía cuantizados, supuso una transformación de los límites del conocimiento al abandonar el modelo mecanicista de la física tradicional. Fue además el más importante valedor de la nueva teoría, y defendió sus más profundas implicaciones físicas y filosóficas frente a escépticos de la talla de Albert Einstein. Hizo de su Copenhague natal el centro mundial de la física teórica, aunque la llegada al poder del nazismo lo obligó a abandonar Dinamarca para instalarse en Estados Unidos. Al final de la contienda abogó activamente por el desarme, por la internacionalización de la ciencia y por el empleo pacífico de la energía nuclear.

EL ÁTOMO CUÁNTICO

BOHR

Pasaporte cuántico a otro estado

NATIONAL GEOGRAPHIC

JAUME NAVARRO es investigador Ikerbasque en la Universidad del País Vasco. Formado en Física y en Filosofía, ha desarrollado su carrera investigadora en Historia de la Ciencia en la Universidad de Cambridge, en el Imperial College London y en el Max Planck Institute for the History of Science de Berlín.

Realización: EDITEC

Diseño cubierta: Llorenç Martí

Diseño interior: Luz de la Mora

Infografías: Joan Pejoan

Fotografías: Aci Online: 119b; Age Fotostock: 27a, 27b, 73a, 73b, 93a, 93b; Album: 20; American Physical Society: 126; Archivo RBA: 29, 51, 65, 91, 97, 140; Archivos Nacionales y Administración de Documentos de EE UU: 132; Biblioteca del Congreso de EE UU: 25; Biblioteca Nacional de Medicina de EE UU: 56; Getty Images: 143a; 143bi; 142bd; Index: 32; Instituto Danés de Cinematografía: 119a; Museo Nacional de Estocolmo: 39; Museo Nacional de Historia de Dinamarca: 82; NASA: 85; Princenton Plasma Physics Laboratory: 111; The Rockefeller Archive Center: 138.

ISBN: 978-84-473-7651-3
Depósito legal: B-2621-2016

Impreso y encuadernado en Rodesa, Villatuerta (Navarra)

Impreso en España - *Printed in Spain*

Sumario

Introducción

«Ser o no ser. He ahí la cuestión.» Esta es la frase más famosa de la literatura universal. Shakespeare la puso en boca de un enigmático príncipe de Dinamarca, Hamlet. El protagonista del libro que el lector tiene en sus manos, Niels Bohr, no es un personaje de ficción, aunque muchos elementos de su vida fueron épicos. Este físico —danés, como Hamlet— no solo transformó el panorama científico de su país, sino que cambió radicalmente nuestra manera de entender el átomo e incluso la idea misma de ciencia.

«Ser o no ser.» Bohr debió de hacerse esta pregunta en innumerables ocasiones a lo largo de su vida: cuando se enfrentó con los electrones y sus órbitas, y tuvo que introducir la constante de Planck para explicar la estructura del átomo; cuando decidió convertir Copenhague en el centro de la física teórica de su tiempo a pesar de las magníficas ofertas que le hicieron desde otros países; cuando puso en jaque la idea habitual de que la ciencia nos da un conocimiento de la realidad tal y como es en sí misma; cuando se enfrentó a Albert Einstein en la polémica sobre la causalidad en física; cuando vio que muchos de sus compañeros y amigos eran víctimas de la persecución racial y política del Tercer Reich; cuando primero colaboró en la construcción de la bomba atómica y luego fue un activista del desarme nuclear.

Niels Bohr fue uno de los físicos más influyentes y completos de la primera mitad del siglo xx, si no el que más. Aunque no es

fácil comparar dos genios de tal envergadura, muchos consideran que su importancia es mayor incluso que la ejercida por Einstein. Y es que, mientras que el físico alemán fue el prototipo del científico aislado cuyas ideas revolucionaron la electrodinámica, la gravitación y la cosmología, Bohr trabajó siempre rodeado de gente, creando una escuela de discípulos a su alrededor.

¿A qué se dedica habitualmente un científico? Una respuesta simplista a esta pregunta podría ser «a descubrir los secretos del universo», pero, de ser así, el trabajo de la mayoría de los científicos sería un fracaso. Una respuesta un poco más sofisticada podría ser «a investigar sistemáticamente la naturaleza para entenderla y controlarla mejor y sacarle el máximo partido con desarrollos tecnológicos». Esta respuesta se acerca más a la realidad, pero todavía es insuficiente, pues descontextualiza la actividad científica de su ámbito social, filosófico, político y económico.

La vida y la carrera profesional de Bohr nos ayudarán a entender mejor esta múltiple realidad de la actividad científica, ya que el trabajo de este investigador cubre todos los flancos posibles de la ciencia. Y esa es la gran diferencia con Einstein, cuya imagen habitual —aunque no del todo correcta— es la de una persona trabajando aislada, contemplando cara a cara el mundo y sus secretos, ajena a los avatares de sus contemporáneos, especialmente a los de los otros científicos.

Siguiendo la vida de Bohr entenderemos que nuestra comprensión del átomo y sus interioridades no implica simplemente un «descubrimiento» mágico, una idea brillante o un experimento sin precedentes, sino que va de la mano de una transformación radical de los límites del conocimiento humano. De hecho, el conocimiento del átomo se logró gracias a poner límites sobre qué significa el concepto de «conocer» en ciencia.

En otras palabras, Bohr pudo entender mejor el comportamiento de las partículas subatómicas gracias a que dejó de hacerse las preguntas habituales de los físicos que le precedieron. Esas preguntas pasaban por intentar explicar todo lo que sucede en la naturaleza partiendo de un modelo mecánico, imaginando el mundo como una gran fábrica, llena de muelles y poleas, fuerzas y

tensiones. Esa tradición se remontaba a los tiempos de Descartes y Newton, y había dado frutos durante más de dos siglos. Pero la física atómica y la física nuclear pusieron en evidencia los límites de este modelo epistemológico y Bohr se atrevió a cambiarlos.

Estas premisas de carácter filosófico evidencian que muchos de los grandes cambios en la historia de la ciencia no se pueden explicar como el simple progreso lineal y necesario de la ciencia, sino que están íntimamente relacionados con las transformaciones conceptuales sobre qué es y cómo actúa la ciencia. Así, cuando Bohr propuso en 1913 su modelo para el átomo, fueron muchos los que no lo aceptaron, no porque su modelo no funcionara, sino porque su modelo no era propiamente «ciencia» en el sentido habitual que esta palabra tenía entonces.

Y es que la nueva ciencia del átomo, del núcleo atómico y de las partículas elementales que se fue desarrollando durante la vida de Bohr puso en entredicho los mismos conceptos que utilizaba. El átomo, cuya raíz griega implica simplicidad e indestructibilidad, se tornó en un sistema de partículas subatómicas, la primera de las cuales en ser descubierta fue el electrón. De este modo, el átomo abandonó su carácter de pieza fundamental de la materia para convertirse él mismo en un sistema complejo. El primer modelo de Bohr, aparecido antes de la Gran Guerra, estaba compuesto solo de un núcleo central alrededor del cual se encontraban los electrones; pero la particular distribución de estos últimos ya avanzaba los límites del concepto mismo de órbita, un concepto que acabaría desapareciendo unos quince años más tarde.

También la noción de partícula elemental sufrió cambios radicales durante el reinado de Bohr. Si bien en los primeros años del siglo xx las partículas elementales pasaron a jugar el papel de «átomos» por lo que se refiere a sus propiedades de simplicidad e indestructibilidad, la mecánica cuántica pronto forzó el abandono del carácter «elemental» de las partículas elementales. Fenómenos como la radiactividad solo se podían explicar teniendo en cuenta la equivalencia entre materia y energía que Einstein había introducido, y la transformación de unas partículas en otras, llegando a emplearse expresiones como las de creación

y aniquilación de partículas. Además, toda partícula pasaba a ser también onda, y toda onda —como la luz— partícula. La nueva física mantenía palabras antiguas pero transformando radicalmente su significado.

Con Bohr también entenderemos que la tarea de muchos científicos no es únicamente trabajar en el laboratorio, escribir fórmulas o teorías, y asistir a congresos. Sus obligaciones también pueden incluir saber cómo conseguir financiación para los centros de investigación, y saber cómo gestionar tales recursos. En este ámbito Bohr fue un artífice, consiguiendo crear de la nada un gran instituto de física en su Dinamarca natal, instituto que se convirtió en el centro de la revolución cuántica en las décadas de 1920 y 1930. Por aquella institución pasaron todos los físicos relevantes en la historia de la génesis de la mecánica cuántica, y Bohr actuó como catalizador de estos profundos cambios.

De hecho, una de las interpretaciones habituales de la física cuántica es la llamada «interpretación de Copenhague», que Bohr formuló en 1927. En tal aproximación se pusieron en jaque ideas como el determinismo causal, la trayectoria de una partícula o el concepto mismo de partícula localizada en el espacio-tiempo. Esta interpretación le llevó a enfrentarse con Einstein, quien no aceptaba el indeterminismo en la física propuesto por Bohr. Para el científico alemán las probabilidades a la hora de predecir los posibles resultados de un experimento eran el fruto de nuestra ignorancia; para Bohr la contingencia —la posibilidad de que algo suceda o no— era intrínseca al mundo mismo y no tiene ningún sentido pretender ir más allá de las predicciones probabilistas cuando se trata de fenómenos atómicos y nucleares.

La carrera de Bohr estuvo muy marcada por las dos guerras mundiales. La primera estalló justo cuando él formulaba los principios de su modelo atómico, y provocó que la recepción de su teoría se viera afectada por la falta de comunicación en la comunidad científica propia de los tiempos de guerra. Pero, al mismo tiempo, la neutralidad de Dinamarca le permitió seguir trabajando durante el conflicto y, una vez terminada la guerra, usar tal neutralidad para convertir su recién creado Instituto de Física Teórica en el lugar donde científicos procedentes de todos los países, ya

estuvieran entre los vencedores o entre los vencidos, pudieran reunirse sin generar problemas diplomáticos.

Por su parte, el impacto de la Segunda Guerra Mundial fue doble. Por un lado, la persecución contra una supuesta «ciencia judía» emprendida en Alemania por el régimen de Hitler puso a Bohr en el dilema moral de tomar partido, usando todos sus contactos y fuentes de financiación para facilitar la huida y recolocación del mayor número posible de científicos alemanes perseguidos. A la vez, el desarrollo de la guerra le empujó a tomar parte activa en el Proyecto Manhattan para la fabricación de la bomba atómica.

Mientras el conflicto aún se estaba desarrollando, tuvo lugar uno de los encuentros más comentados de la física del siglo xx: la entrevista que Bohr y su antiguo discípulo y amigo Werner Heisenberg, quien había sido «reclutado» por los nazis para la construcción de una bomba atómica, mantuvieron en Copenhague tras la invasión de Dinamarca por parte de Hitler. No se sabe de qué hablaron, aunque se ha especulado mucho al respecto. En cualquier caso, ese encuentro es un buen ejemplo de las complejidades éticas con las que los científicos se topan con frecuencia.

Tras Hiroshima y Nagasaki, Bohr emprendió una batalla por la paz, el desarme y el internacionalismo de la ciencia, lo que le llevó a jugar un papel relevante en la política internacional de los primeros años de la Guerra Fría. En esto Bohr no estuvo solo. Gran parte de su generación se vio envuelta en un conflicto moral de difícil solución y que ponía en una situación muy difícil a aquellos que habían soñado con una humanidad más justa, fruto del conocimiento científico. Muchos le tacharon de ingenuo. Su propuesta era radicalmente contraria con el posterior desarrollo de los acontecimientos de la Guerra Fría: Bohr creía que la paz solo se mantendría si los países abandonaban el secretismo en sus desarrollos técnicos y científicos, especialmente en lo referente al armamento. De este modo no habría países con superioridad bélica para atacar otros territorios y la paz se mantendría a nivel global.

«Ser o no ser. He ahí la cuestión.» Como el príncipe Hamlet, Bohr se enfrentó con este dilema muchas veces a lo largo de su

carrera. Pero lejos de caer en el rencor y la locura en la que se sumergió el personaje de Shakespeare, que buscaba la paz de un pasado que ya no existía, Bohr intentó ser coherente con sus principios y superar las adversidades científicas, filosóficas y sociales con imaginación, responsabilidad y creatividad. Y así lo recuerda la historia: Bohr está considerado como el padre de una generación que transformó la física.

1885 Nace en Copenhague, el 7 de octubre, Niels Henrik David Bohr.

1911 Se doctora en la Universidad de Copenhague con una tesis sobre el comportamiento de los electrones en metales.

1912 Se traslada a Mánchester, donde permanece, salvo algunas interrupciones, hasta 1916. Se casa con Margrethe Norlund.

1913 Formula su modelo atómico.

1916 Es nombrado catedrático en Copenhague.

1918 Formula el principio de correspondencia.

1921 Se inaugura el Instituto de Física Teórica de Copenhague.

1922 Recibe el premio Nobel de Física por sus trabajos sobre la estructura atómica y la radiación.

1924 Se inicia la colaboración, y también la amistad, con Werner Heisenberg.

1925 Heisenberg escribe su primer artículo en el que formula la nueva mecánica cuántica. Un año después, Erwin Schrödinger formula una teoría que resulta ser igualmente válida. De la discusión a tres bandas con Bohr surgirá la conocida como «interpretación de Copenhague» de los fundamentos de la mecánica cuántica, que tanto Schrödinger como Einstein rechazarán.

1927 Presenta el principio de correspondencia en Como (Italia).

1932 *Annus mirabilis* de la física nuclear con el descubrimiento del neutrón y del positrón, así como la puesta en marcha del primer acelerador de partículas, todo ello en Cambridge.

1933 Intenta recolocar en países seguros a los físicos perseguidos por el régimen nazi. Mantiene la misma actitud hasta el fin de la Segunda Guerra Mundial.

1935 Comienza su proyecto de construir un acelerador de partículas en Dinamarca.

1939 Se descubre la fisión nuclear.

1943 Abandona Dinamarca junto a su esposa. Se instala en Estados Unidos.

1945 Se lanzan bombas atómicas en Hiroshima y Nagasaki. Empieza su campaña por un «mundo abierto».

1947 El rey de Dinamarca le confiere la Orden del Elefante, la mayor condecoración danesa.

1962 Muere el 18 de noviembre en Copenhague.

1965 El Instituto de Física Teórica pasa a llamarse Instituto Niels Bohr.

CAPÍTULO 1

Bohr juega con los electrones

A lo largo de su desarrollo las ciencias se fueron adentrando paulatinamente en el ámbito de lo más pequeño: primero, los átomos, y más tarde, los minúsculos electrones. A principios del siglo XX los electrones todavía eran un descubrimiento reciente y constituían todo un universo por explorar. Sobre esta materia versó la tesis doctoral del Niels Bohr, un primer trabajo en el que el joven investigador ya demostró su valía y su originalidad como físico.

Niels Bohr desarrolló sus primeras investigaciones en Dinamarca, una nación pequeña en comparación con las grandes potencias europeas del siglo XIX (Gran Bretaña, Francia y Alemania). De cultura vikinga y escandinava, este pequeño país fue la cuna de escritores como Hans Christian Andersen (1805-1875), cuyos cuentos alcanzarían fama mundial, el filósofo existencialista Søren Kierkegaard (1813-1855) y Karen Blixen, que firmó sus obras con el pseudónimo de Isak Dinesen (1885-1962). Entre los científicos daneses más famosos destacan el astrónomo Tycho Brahe (1546-1601) y los físicos Hans Christian Ørsted (1777-1851), cuyos trabajos sobre la relación entre la electricidad y el magnetismo le convirtieron en uno de los padres del electromagnetismo, y Ludvig Valentin Lorenz (1829-1891), conocido internacionalmente por sus estudios sobre óptica, electricidad y termodinámica. Pero en esta lista de personajes ilustres hay que añadir a Niels Henrik David Bohr, uno de los daneses más influyentes en la historia del siglo XX.

Niels Bohr nació el 7 de octubre de 1885 en una mansión neoclásica del centro de Copenhague que su abuelo materno, un banquero judío con una gran fortuna, había comprado unos diez años antes. Su padre, Christian Bohr (1855-1911), era lector de fisiología en la Universidad de Copenhague, donde llegaría a ser catedrático y rector, siguiendo la tradición académica establecida

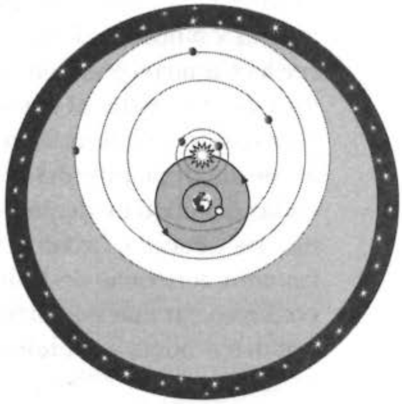
por diversas generaciones de Bohr en el siglo XIX. Así, Christian Fredrik (1773-1832) fue miembro de la Academia de Ciencias de Suecia y Noruega; Peter Georg (1776-1846), bisabuelo de Niels, fue lector de teología en varias instituciones escandinavas, y Henrik Georg Christian (1813-1880), abuelo de Niels, fue catedrático y rector del Instituto Westenske de Copenhague. Estos datos permiten situar al joven Niels en una familia acomodada e intelectual en la Copenhague de finales del siglo XIX.

De hecho, su madre, Ellen Adler (1860-1930), pertenece a la primera generación de jóvenes danesas a las que se permitió estudiar en la universidad, si bien con condiciones, ya que las autoridades académicas creían que esta *deferencia* hacia el *sexo débil* podía mermar la calidad de la enseñanza universitaria. Para garantizar el éxito de las mujeres en sus estudios, se impuso que estas contaran con una ayuda suplementaria; de este modo, se reguló que todas las jóvenes matriculadas debían disponer de un tutor personal que las ayudara en la ardua tarea de los estudios universitarios. Fue así como Ellen conoció al profesor de fisiología Christian Bohr, quien se convirtió en su marido.

Niels fue el segundo hijo de este matrimonio. Dos años antes había nacido su hermana Jenny (1883-1933), quien, siguiendo los pasos de su madre, recibió formación universitaria en Copenhague y Oxford. De temperamento nervioso, su salud le impidió en ocasiones ejercer su profesión y pasión como profesora. Dos años después que Niels, nació su hermano Harald (1887-1951). Ya desde pequeños se estableció entre los dos hermanos una relación de profunda amistad, cuya intensidad se mantuvo intacta toda la vida. De hecho, es a través de las cartas a su hermano que conocemos algunos de los entresijos de las primeras aventuras académicas de Niels Bohr fuera de Dinamarca. Harald se convirtió en un brillante matemático —catedrático en la Universidad de Copenhague— y en mejor futbolista que su hermano, llegando a formar parte del equipo danés en los Juegos Olímpicos de 1908, celebrados en Londres.

La casa de los Bohr fue el lugar donde Niels y Harald dieron sus primeros pasos en la vida intelectual. Su padre solía reunirse allí con el catedrático de física Christian Christiansen (1843-1917),

TYCHO BRAHE



Nacido en 1546 en Escania, provincia sueca entonces perteneciente a Dinamarca, Tycho Brahe es uno de los astrónomos más importantes del Renacimiento, junto con Copérnico, Kepler y Galileo. El rey de Dinamarca le donó la isla de Hven, donde Tycho construyó el que posiblemente fuera el mejor observatorio astronómico de su tiempo, ya que estaba dotado de un gigantesco cuadrante con el fin de medir con mayor precisión los ángulos aparentes de las estrellas. Como si de una moderna fábrica se tratase, cada persona que trabajaba en Hven cumplía una misión muy específica —ya estuviera dedicada a los trabajos más manuales, las observaciones con el cuadrante o los posteriores cálculos matemáticos—, siendo todas ellas supervisadas por el omnipresente Brahe. A finales del siglo XVI, cuando los astrónomos se debatían entre el modelo clásico del cosmos —en el que todos los planetas orbitaban alrededor de la Tierra— y el nuevo modelo de Copérnico —en el que el Sol ocupaba el centro—, Tycho Brahe propuso una tercera vía: suponer que la Tierra seguía en el centro del universo, alrededor del cual giraban el Sol y la Luna, pero que el resto de planetas giraban alrededor de ese Sol móvil, tal y como muestra la figura adjunta. Es interesante señalar que, ya en el siglo XX, la analogía entre sistemas planetarios y estructura atómica constituyó una fuente de problemas y que Niels Bohr fue el primero en romper esa analogía entre el movimiento de los astros en el cosmos y el movimiento de los electrones en el átomo.

el filósofo Harald Hoeffding (1834-1931) y el lingüista Vilhelm Thomsen (1842-1927), con el fin de discutir de modo informal los más diversos temas. A los dos hermanos se les permitía asistir a estas conversaciones e incluso contribuir a ellas con sus preguntas y críticas. Así se fueron consolidando algunas de las características que marcaron el trabajo científico de Bohr: su pasión por llegar hasta el final, en diálogo con el máximo número de puntos de vista posible y sin dejar ningún cabo suelto.

En 1903 el joven Niels se inscribió en la Universidad de Copenhague para estudiar física, aunque esta materia no fue su único interés en sus años de estudiante. Con su hermano y una docena de amigos procedentes de diversas carreras conformaron un foro de discusión, al que llamaron Ekliptika, que de algún modo reproducía lo que habían vivido en la casa familiar. Se trataba así de un grupo interdisciplinar que discutía cuestiones filosóficas varias de modo exigente y riguroso, pero en un ambiente de camaradería informal. En estas reuniones se puso de manifiesto otra de las características de Bohr: cuando se centraba en un problema concreto, su voz iba disminuyendo hasta convertirse casi en un susurro —Niels Bohr apenas distinguía entre pensar y hablar, con

ØRSTED Y LOS ORÍGENES DEL ELECTROMAGNETISMO

El científico danés de la primera mitad del siglo XIX Hans Christian Ørsted es conocido por ser uno de los primeros investigadores que demostró la relación intrínseca entre la electricidad y el magnetismo, fundiendo dos ciencias en una: el electromagnetismo. Casi por casualidad, en 1820 Ørsted observó cómo al encender o apagar un interruptor en un circuito eléctrico, se desviaba la aguja de una brújula cercana al dispositivo. Esto demostraba que la corriente eléctrica y las desviaciones magnéticas eran fenómenos relacionados entre sí. Lo llamativo es que esta influencia solo se da al encender o apagar el interruptor, o al variar la intensidad de la corriente eléctrica, de manera que no es propiamente la corriente, sino sus variaciones, las que afectan al campo magnético terrestre y, por lo tanto, hacen desviar la aguja imantada.



Grabado que muestra a Ørsted llevando a cabo uno de sus experimentos electromagnéticos en la Universidad de Copenhague.

lo que muchas veces sus palabras eran casi inaudibles—. De ese grupo saldrían con el tiempo un catedrático de Filología, otro de Psicología, tres directores de museos nacionales, el director del Instituto de Geodesia, economistas y hasta un embajador de Dinamarca en diversos países.

FÍSICA EN LA COPENHAGUE DE 1903

La organización de la ciencia y sus instituciones es una cuestión en constante transformación. Quizá el lector contemporáneo piense que el lugar preferencial de la investigación científica es la universidad. Pero esto no es necesariamente así en muchos casos, y lo cierto es que no fue de este modo en gran parte del mundo occidental antes del siglo XIX. De hecho, la ciencia moderna, tal y como la entendemos en la actualidad, es fruto de un proceso muy largo y diverso, en cuyos orígenes la universidad jugó con frecuencia un papel más refractario que de apoyo.

En países como Inglaterra, España o Italia las universidades del siglo XIX pretendían mantener un rol, llamémosle conservador, cuya máxima era la de ser lugares de formación del espíritu, de discusión educada y de preservación del conocimiento recibido. En otras palabras, en estos países la universidad tendía más a la conservación y transmisión del conocimiento que a su creación. De ahí que la investigación en la Inglaterra victoriana, por ejemplo, fuera una actividad a la que burgueses y clases medias dedicaban su tiempo libre, y que se desarrollaba en laboratorios privados.

En cambio, Alemania y Francia impulsaron en el siglo XIX un nuevo tipo de universidad, más parecida a la que conocemos actualmente en muchos países occidentales, donde docencia e investigación —pura y aplicada— se dan la mano y configuran la propia esencia de la educación universitaria. Lejos de ser una institución estática, la continua reestructuración de la universidad —con la creación de nuevos laboratorios, nuevas disciplinas académicas y nuevos grados— hace que su relación con las ciencias sea un proceso de gran riqueza y en constante transformación.

En el caso de la Universidad de Copenhague, a principios del siglo xx se hacía evidente que la institución debía reformarse en profundidad, ya que mostraba serias carencias. Por ejemplo, solo había un catedrático de Física, más otro profesor para enseñar esta materia a los estudiantes de Medicina, y la universidad no disponía de aparatos para realizar las prácticas ni de laboratorios donde realizar los experimentos. Cualquier investigación debía desarrollarse en laboratorios de particulares o en instalaciones industriales. Así, por ejemplo, cuando el estudiante Bohr, que se había matriculado en la universidad en 1903, quiso presentar un trabajo físico para un concurso de ciencias, tuvo que realizar los experimentos en el laboratorio que su padre tenía en casa, con las limitaciones que esto comportaba. A pesar de ello, Bohr ganó la medalla de oro con este proyecto, el cual se convirtió en el único trabajo experimental que realizó en toda su vida, pues su interés y sus capacidades se centraron siempre en la física teórica.

LA FÍSICA TEÓRICA

La física teórica se puede definir como el intento de encontrar leyes y regularidades en la naturaleza a partir de la información experimental que otros obtienen. Utilizando la intuición y las matemáticas avanzadas, la física teórica intenta unificar fenómenos diversos bajo un mismo paraguas conceptual. Por ejemplo, se podría decir, aunque sea una afirmación anacrónica, que la teoría de la gravitación de Isaac Newton (1643-1727) fue un ejercicio de física teórica. Obviamente, el pensador inglés no fue el primero en ver que las manzanas caían, pero sí que fue él quien unificó los movimientos de caída libre y los movimientos de los planetas bajo una misma ley matemática, la ley de la gravedad. Para ello no necesitó hacer nuevos experimentos u otras observaciones: le bastó tomar los datos de las órbitas de Kepler o los referidos a las trayectorias de los proyectiles. En un acto de genialidad matemática, relacionó ambos tipos de fenómenos y demostró que seguían el mismo patrón formal.

Debido al papel central que juegan las matemáticas en la física teórica, esta tardó en consolidarse como una disciplina científica de pleno derecho, ya que se la consideraba parte de las matemáticas. Todavía hoy, en universidades como la de Cambridge, en el Reino Unido, la física teórica está integrada en los estudios de matemáticas. Se la considera matemática aplicada, ya que el trabajo habitual del físico teórico es desarrollar matemáticamente principios y teorías con el fin de obtener predicciones que solo después se contrastan con la experiencia; de este modo se pueden encontrar efectos nuevos o relaciones que unifican fenómenos hasta entonces considerados independientes.

La física teórica también tiene una estrecha relación con el concepto tradicional de filosofía. Si la ciencia experimental se centra en fenómenos concretos y específicos (no se pueden hacer experimentos sobre «el todo»), es tarea de la física teórica ir más allá de los casos concretos y hacerse preguntas unificadoras tales como ¿qué tienen en común una serie de fenómenos aparentemente diversos?, ¿cuál es su causa última? o ¿cuál es la naturaleza última de la materia? Es evidente que las respuestas de la física teórica no serán tan amplias como las de la filosofía, pues la primera está limitada por su lenguaje matemático y no así la segunda. Pero, y esto se hará evidente en el caso de Bohr, el salto de la una a la otra es muy habitual.

Fue en Alemania donde se crearon las primeras cátedras específicas de física teórica. Esa mezcla de filosofía, matemática aplicada y relación indirecta con los datos de la observación adquirió allí un estatus académico que poco a poco se fue difundiendo a los países del área de influencia germana. Esta tradición no había llegado todavía a Copenhague cuando Bohr empezó sus estudios universitarios. Dedicarse entonces a la física teórica no era tanto una decisión de los estudiantes o del catedrático de Física, sino una consecuencia de la falta de medios experimentales y de la ausencia de laboratorios de investigación.

En la primavera de 1911 Niels Bohr terminó sus estudios con una tesis de doctorado sobre el comportamiento de los electrones en materiales metálicos. Trataremos esta cuestión al final del capítulo, pero, antes, debe aclararse qué eran los átomos y los electrones

a principios del siglo xx. Para ello hay que analizar las aportaciones de los primeros científicos que trabajaron en este campo.

EL TRABAJO PIONERO DE JOHN DALTON

¿Quién descubrió los átomos y los electrones? Lo primero que hay que matizar es que la palabra «descubrir», aunque usual, es bastante problemática. El trabajo habitual de los científicos no consiste en «descubrir», es decir, en quitar de repente un supuesto velo que cubre la realidad, como el mago que saca conejos de su chistera. Todo lo contrario. Habitualmente los descubrimientos son procesos que duran un cierto tiempo y en los que intervienen muchas personas en lugares distintos; solo con el fin de simplificar, se atribuyen a una única persona en un lugar y momento particular.

Esto es especialmente cierto en el caso de los átomos. Los libros de divulgación científica suelen explicar la historia del atomismo de la siguiente manera: en la Grecia clásica, filósofos como Demócrito y Leucipo, y más tarde el romano Lucrecio, sugirieron que, quizá, el mundo estaba formado por átomos indivisibles, indestructibles e indistinguibles, cuyos movimientos totalmente aleatorios explicarían los cambios que vemos en el mundo macroscópico. Esta historia suele dar un salto de dieciocho siglos, tiempo durante el cual la imposición de ideas alternativas por parte de los poderes fácticos habría reprimido el desarrollo del atomismo científico. Aunque atractivo, este modo de plantear los hechos es totalmente incorrecto, ya que el concepto moderno de átomo no tiene ninguna continuidad con el antiguo, salvo en la utilización de la misma palabra.

La historia tradicional también presenta el atomismo moderno como fruto de las investigaciones del británico John Dalton (1766-1844). En esta ocasión, la historia tradicional sí es correcta, aunque es preferible evitar la palabra «descubrimiento», dado que podría llevar a pensar que Dalton consiguió «ver» los pequeños átomos con la ayuda de un potente microscopio. Nada más lejos de la realidad, ya que los átomos, todavía hoy, no se pueden ver;

DALTON, ICONO DE MÁNCHESTER



John Dalton, el padre de la teoría atómica moderna, representa la quintaesencia del naturalista británico del siglo XIX. Hijo de una familia cuáquera, Dalton no tuvo acceso a las universidades inglesas, que estaban vedadas a quien no fuera anglicano. Su formación fue autodidacta y llevó a cabo sus investigaciones sobre los gases en precarias condiciones. Sin embargo, a medida que se aceptaba la importancia y utilidad de su teoría atómica, Dalton empezó a recibir honores. Algunas universidades le confirieron títulos honoríficos; el rey Jorge le concedió una medalla en reconocimiento a su trabajo y diversas sociedades extranjeras lo nombraron miembro de honor. Finalmente, en 1833, cuando tenía sesenta y siete años, se le concedió una pensión vitalicia. Pero nada de todo esto cambió sus sencillos hábitos de vida. Dalton vivía en Mánchester desde 1793, cuando la ciudad estaba progresando a un ritmo frenético a causa de la Revolución industrial. Como cabía el peligro de que ese progreso se limitara al ámbito económico, la burguesía local necesitaba artistas, filósofos y científicos con los que poder compararse con los centros aristocráticos tradicionales de Inglaterra. La figura de Dalton cumplió esa misión y, cuando aún estaba vivo, se erigió un monumento en su honor. Con ello no solo se perseguía rendirle homenaje, sino también poner a Mánchester en el mapa cultural y demostrar que el desarrollo económico implicaba desarrollo científico. El 27 de julio de 1844 Dalton falleció en su casa de Mánchester y por deseo propio se le realizó una minuciosa autopsia que incluía el análisis de sus ojos con el fin de contrastar su teoría sobre las causas de lo que hoy se conoce como daltonismo. Su funeral fue un acontecimiento público de dimensiones inauditas para este hombre de vida sencilla. Unas cuarenta mil personas abarrotaron las calles de la ciudad de las chimeneas para honrar al hombre que habían convertido en símbolo de la ciudad.

son demasiado pequeños para verse, aun con el microscopio más avanzado. Así pues, ¿cómo llegó Dalton a la conclusión de que la materia estaba compuesta por átomos?

Acostumbrado a las nieblas y lluvias de Mánchester, no es de extrañar que Dalton se interesara por asuntos como la conden-

sación del vapor de agua, la concentración de agua en la atmósfera, la influencia de la presión atmosférica y la temperatura en la humedad relativa del aire. Entre 1799 y 1805 Dalton presentó una serie de trabajos relacionados con estos temas, los cuales sentaron las bases de su atomismo. Así pues, se da la circunstancia de que la teoría de la materia de Dalton nace no de mirar a los sólidos, sino a los líquidos y los gases.

El estudio de líquidos y gases se convirtió en el tema central de sus investigaciones, dando por supuesto que la diferencia entre ambos estados era solo cualitativo; en sus propiedades, líquidos y gases se comportaban de modo similar: ambos eran fluidos. Una de las primeras propiedades que Dalton enunció fue que la presión y la temperatura de un fluido eran directamente proporcionales: a más temperatura, más presión. Además, el proceso de evaporación estaba relacionado con la presión que ejercen mutuamente el gas y el líquido. Durante muchos años se había creído que la evaporación de un gas era similar a la disolución de un sólido en un líquido, pero el comportamiento de los líquidos en el vacío —donde se evaporan igualmente— había puesto en entredicho tal teoría.

Al estudiar la evaporación, Dalton se interesó por otra cuestión: la composición del aire. Durante siglos se había considerado que el aire atmosférico era el único gas puro. Siguiendo la antigua teoría, el aire atmosférico era uno de los cuatro elementos básicos del mundo, junto con el agua, el fuego y la tierra. El francés Antoine Lavoisier (1743-1794) había mostrado que, en realidad, el aire era un compuesto de al menos dos elementos. Pero quedaba por investigar el modo en el que los diversos gases se mezclaban. Una opción era la reacción química; es decir, suponer que el aire era una sustancia producto de la reacción de los gases que lo componían. Pero Dalton desestimó tal teoría. Sus observaciones meteorológicas le habían convencido de que los distintos tipos de gases se mezclaban sin perder su identidad.

Con esta idea en mente, realizó mediciones en la presión de los gases compuestos por distintas sustancias y llegó a la conclusión de que la presión ejercida por un determinado volumen de un gas era independiente de qué otros gases había en el mismo

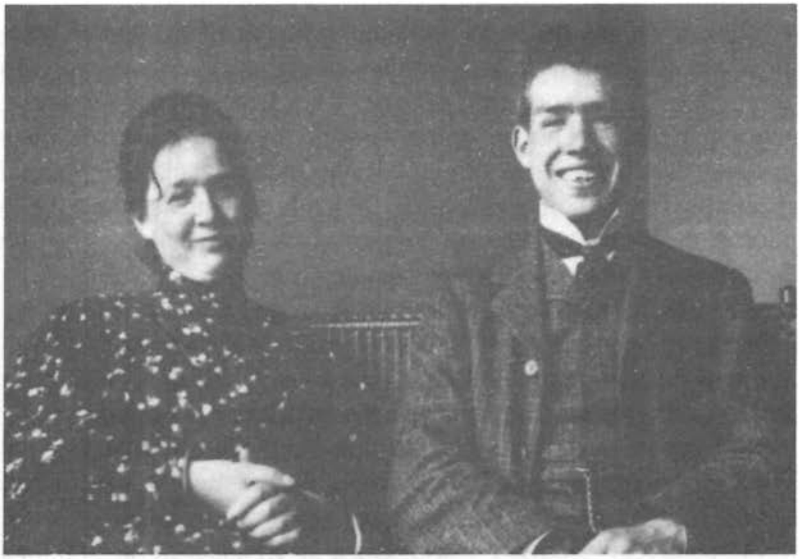


FOTO SUPERIOR:
Un jovencísimo Niels Bohr fotografiado junto a su madre, Ellen Adler, quien pertenecía a una adinerada familia judía con múltiples vínculos en la banca y la política.

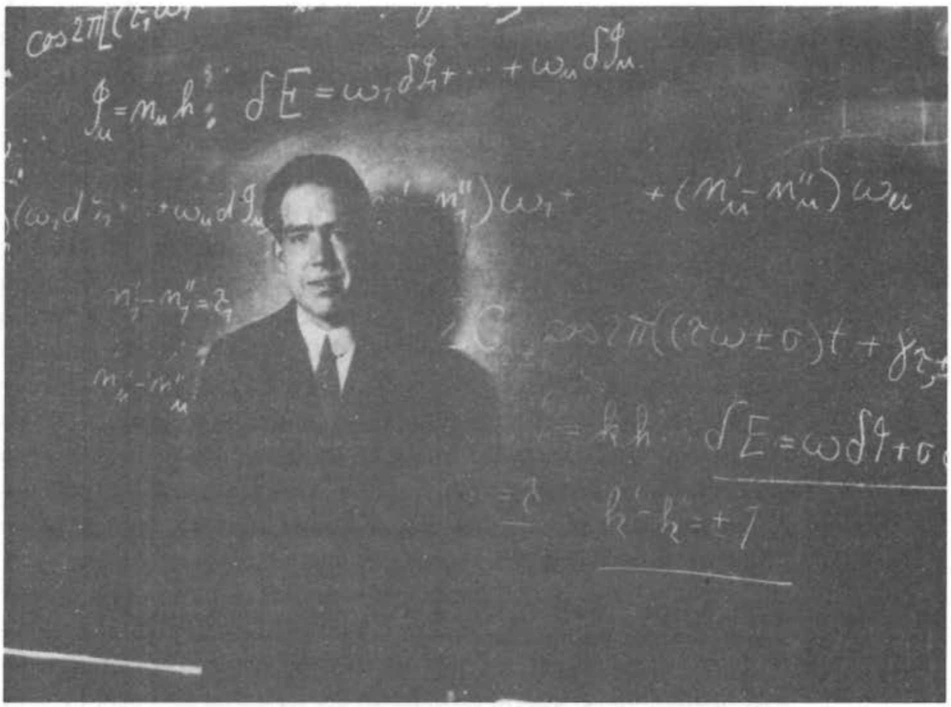


FOTO INFERIOR:
El científico danés en la Universidad de Copenhague durante la década de 1920.

volumen. Dicho de otro modo: la presión que ejerce un gas compuesto sería la suma de las presiones parciales de cada uno de sus componentes. Así, por ejemplo, usando la terminología moderna, la presión total del aire atmosférico sería la suma de las presiones que ejercerían por separado el oxígeno, el nitrógeno y el resto de gases que componen la atmósfera. El hecho de que los gases estén juntos no afecta la presión que ejerce cada uno de ellos. A esto se le llama «ley de presiones parciales».

El uso de la balanza, que tan importante había sido en los trabajos de Joseph Priestley (1733-1804) y Antoine Lavoisier, también fue determinante para Dalton. Entre 1800 y 1808 el investigador llevó a cabo mediciones precisas y sistemáticas de algunas reacciones químicas y, con ellas, pudo formular la ley experimental de las proporciones múltiples. A veces dos elementos reaccionan entre sí de diversos modos para dar lugar a compuestos distintos. Es el caso, por ejemplo, del oxígeno y el carbono, que pueden formar monóxido de carbono (CO) o dióxido de carbono (CO_2). Los pesos del oxígeno que reaccionan con un peso fijo de carbono guardan entre sí una relación numérica simple (2 a 1). Así, por cada 100 g de carbono se necesitan 133 de oxígeno para formar CO y 266 para formar CO_2. Se trata de una relación simple, pero solo es posible determinarla cuando se dispone de instrumentos de medición precisos.

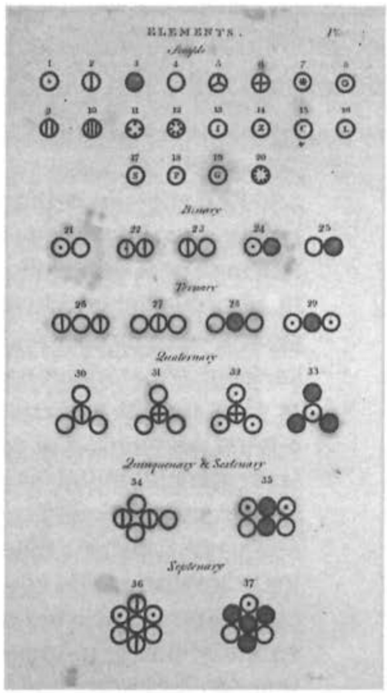
Que la materia estaba compuesta por átomos era una creencia que la autoridad de Newton había resucitado. Pero ¿cómo eran esos átomos? La aportación de Dalton fue establecer una teoría atómica compatible con sus observaciones en los gases y las reacciones químicas. La ley de proporciones múltiples parecía indicar que los átomos de una determinada sustancia se distinguían de otros átomos por su masa. Se podía imaginar que cada elemento químico se caracterizaba por el peso de sus átomos. Dalton también creía que los átomos eran esferas sólidas acompañadas de una atmósfera de calor.

Basado en su ley de presiones parciales se aventuró a sugerir que, además del peso, el tamaño era otra característica de los átomos. Sus observaciones de las mezclas de gases le habían llevado a la conclusión de que, al mezclarse, los distintos gases mantenían

una cierta independencia entre sí, lo cual explicaba que la contribución de cada gas a la presión total fuera independiente del resto de gases mezclados. Esto le llevó a imaginar que la causa de tal independencia era el distinto volumen de los átomos que componían los gases. Los átomos llegaban a un equilibrio con los otros átomos de su tamaño, equilibrio que no era posible con los demás tipos de átomos.

LA MASA DE LOS ÁTOMOS

La teoría atómica de Dalton introdujo un elemento esencial en la historia del atomismo: la idea de que la masa es una de las características fundamentales de los átomos. A partir de 1805 Dalton empezó a explicar su teoría en la Literary and Philosophical Society de Mánchester y también en otros foros, como las universidades de Glasgow y Edimburgo. Como herramienta pedagógica dibujó una tabla en la que los átomos de los diversos elementos eran representados como esferas con estructuras distintas, siendo ordenados en función de su masa. Un número —la masa—, resultado de la medición con balanzas, se convertía por primera vez en el criterio para ordenar las sustancias químicas. Por otra parte, Dalton, siguiendo la tradición de la alquimia, asignó un símbolo específico a cada tipo de átomo; como es bien sabido, hoy en día utilizamos letras (C para el carbono, Hg para el mercurio, etcétera).



Página del libro de Dalton *A New System of Chemical Philosophy* (1808), en la que aparecen, arriba, los símbolos que empleó para identificar cada uno de los átomos. En la parte inferior aparecen los símbolos para los compuestos formados por dos o más átomos.

ÁTOMOS, ELEMENTOS Y SUSTANCIAS

Con la mejora de la balanza y de otras técnicas de medición, Lavoisier y Dalton, entre otros, pudieron construir una nueva química basada en la masa de las sustancias químicas. La hipótesis atómica, aceptada solo parcialmente, propició la separación de nuevas sustancias (24 de ellas fueron aisladas entre 1800 y 1850: aluminio, calcio, litio, magnesio, potasio, silicio...). En 1860, en la ciudad alemana de Karlsruhe, se trató de poner orden en el caos originado por la aparición de tantas sustancias nuevas.

«[Este congreso] permitirá acordar la definición de conceptos químicos importantes, como los expresados por las palabras átomo, molécula, equivalente, atómico y básico, [...] así como establecer una notación y una nomenclatura uniformes.»

— Invitación al Congreso de Karlsruhe.

El Congreso de Karlsruhe de 1860 fue el primer encuentro internacional de químicos de la historia, siendo de capital importancia para el desarrollo de la química como disciplina científica. La alquimia había sido siempre un saber particular, aprendido de boca a boca en lugares casi secretos. La caracterización de las sustancias materiales en función de sus propiedades convertía la materia en algo misterioso y oculto, cuyo saber estaba reservado a unos pocos. Con el advenimiento de la balanza de precisión, las sustancias químicas pasaron a ser clasificadas por sus masas, no por sus propiedades. Pero para hablar de masas atómicas era necesario tener una unidad básica que fuera la misma para todos los laboratorios. Sin ella, la comunicación científica, la comparación de resultados, se hacía imposible. Y esto es lo que se decidió en Karlsruhe: se optó por un sistema de medida en el que el peso atómico del carbono era 12 y el del oxígeno 16.

Determinar las masas atómicas no es un proceso fácil, ya que los átomos no se ven ni tampoco se pesan individualmente. Dalton había considerado que cada sustancia química estaba compuesta por un tipo particular de átomos, distinto al del resto de sustan-

cias. Si se asignaba, por ejemplo, peso 1 al átomo de hidrógeno, se podía deducir la masa de las otras sustancias a base de medir el peso de los compuestos de hidrógeno. Así, por ejemplo, si el agua estaba compuesta de hidrógeno y oxígeno, y aquella pesaba ocho veces más que la masa del hidrógeno puro, era lógico suponer que el peso atómico del oxígeno era 8.

El italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) propuso otro método para determinar las masas atómicas, basado en la medida de los volúmenes de los gases que reaccionan. Por su parte, Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) había observado que en las reacciones entre sustancias gaseosas las proporciones de los volúmenes que reaccionaban eran siempre simples: 1 a 1, 2 a 1 o 3 a 1. Por ejemplo, en el caso del agua, hacían falta dos volúmenes de hidrógeno por cada volumen de oxígeno. Avogadro supuso entonces que el número de moléculas en cada volumen de gas era siempre el mismo, independientemente del tipo de gas de que se tratara. Según él, esta era la única hipótesis consistente con las observaciones de Gay-Lussac. Sin embargo, de ser así, la reacción para formar agua ya no era la de un átomo de hidrógeno con uno de oxígeno, sino la de dos con uno. Esto implicaba una masa del oxígeno cercana a 16, el doble de la propuesta por Dalton.

Un volumen de oxígeno reaccionaba con dos volúmenes de hidrógeno para dar dos volúmenes de agua. Si la hipótesis de Avogadro sobre el igual número de moléculas en iguales volúmenes de gases era correcta, había algo que no cuadraba. Un volumen de oxígeno daba lugar a dos volúmenes de agua, con lo que cada molécula de oxígeno daba lugar a dos moléculas de agua. Esto solo era posible si las moléculas de oxígeno puro estaban compuestas por dos átomos de oxígeno y cada uno de ellos originaba una molécula de agua. Todo esto es muy obvio hoy en día, cuando estamos acostumbrados a hablar del agua como H_2O, pero a principios del siglo XIX constituía una especulación arriesgada.

Las hipótesis de Avogadro no fueron muy aceptadas hasta que Stanislao Cannizzaro (1826-1910) las revivió en el Congreso de Karlsruhe. Con ello se pudo defender un nuevo sistema de masas atómicas, a la vez que se introducía la diferencia entre elemento, molécula y átomo. Esta distinción fue crucial para el

trabajo del químico ruso Dmitri Mendeléyev (1834-1907). En 1867 Mendeléyev fue nombrado catedrático de Química en la Universidad de San Petersburgo. Entre sus tareas se contaba la de dar los cursos generales de química inorgánica a los estudiantes de primer año. Pero se encontró con que no había ningún libro en ruso que cubriera las novedades que el Congreso de Karlsruhe había introducido, con lo que se decidió a escribir su propio tratado de química. Escribir un libro de química a mediados del siglo XIX no era tarea fácil. Se conocían 63 elementos químicos y era necesario encontrar algún modo de clasificarlos. Mendeléyev no estaba satisfecho con las clasificaciones habituales en términos de propiedades químicas y decidió apostar por una clasificación de los elementos químicos en función de su masa atómica.

El *Tratado de Química* que escribió entre 1868 y 1869, en dos volúmenes, muestra con bastante claridad el desarrollo de su pensamiento en ese período. En un principio, la clasificación de los elementos en función de la masa era solo un instrumento pedagógico. Pero a medida que fue escribiendo el segundo volumen de su tratado Mendeléyev vio que las propiedades de los elementos estaban en estrecha dependencia con el lugar que ocupaban en esta clasificación. La ordenación en orden creciente de las masas también revelaba un determinado patrón, en el que las propiedades químicas

Esta es la tabla periódica en la versión que Mendeléyev publicó en 1871. El químico incluyó los elementos entonces conocidos y dejó espacios libres que sirvieron para el posterior descubrimiento de nuevas sustancias, ya que cada hueco debía corresponder a un elemento con unas propiedades determinadas.

Séries	Groupe I	Groupe II	Groupe III	Groupe IV	Groupe V	Groupe VI	Groupe VII	Groupe VIII
				RH^4	RH^3	RH^2	RH	
	R^2O	RO	R^2O^3	RO^2	R^2O^5	RO^3	R^2O^7	RO^4
1	H = 1	»	»	»	»	»	»	
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	Fe = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55.....	Fe = 56; Co = 59; Ni = 59; Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100.....	Ru = 104; Rh = 104; Pd = 106; Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Fe = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	»	»	»	
9	»	»	»	»	»	»	»	
10	»	»	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	»	Os = 195; Ir = 197; Pt = 198; Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	»	»	
12	»	»	»	Th = 231	»	Ur = 240	»	» » » »

se repetían. Si el orden horizontal expresaba el incremento en masa, el orden vertical manifestaba propiedades químicas esenciales.

Hoy en día la tabla periódica de los elementos está presente en todas las aulas de química, laboratorios, libros de educación secundaria... Esa ordenación de símbolos en filas y columnas da, ya a primera vista, mucha información sobre las propiedades químicas de los elementos. Solo sabiendo en qué lugar de la tabla está una determinada sustancia sabemos si se trata de una sustancia metálica, de un gas noble, de una sustancia alcalina, etc. La posición del elemento en la tabla también proporciona información sobre la distribución de los electrones en la periferia de los átomos. Lógicamente, a mediados del siglo XIX esta información era imposible, pues los átomos, si existían, eran totalmente simples, sin estructura. La tabla periódica es, posiblemente, el invento pedagógico más útil, conciso y lleno de contenido de la historia de la ciencia.

¿Cuál era la actitud de Mendeléyev respecto a la existencia de los átomos? Como la mayoría de los químicos de su época, aceptaba el término «átomo», pero desconfiaba de su realidad física como partículas discretas de materia. En realidad, cuando un químico hablaba de átomos, se refería al hecho de que las sustancias reaccionaban entre sí en proporciones discretas. Para Mendeléyev, un átomo de oxígeno o de hidrógeno solo era una cantidad mínima de esa sustancia, y no necesariamente la mínima estructura física de las sustancias químicas. No deja de ser una ironía que la clasificación de las sustancias que llevó a cabo Mendeléyev y que tanto influyó en la aceptación de la realidad de los átomos se desarrolló en un contexto de escepticismo respecto a su existencia real.

EL ÁTOMO DE LOS FÍSICOS

El carácter real de los átomos fue uno de los temas más discutidos a lo largo del siglo XIX. La pregunta fundamental era hasta qué punto se podía considerar que la teoría atómica era una teoría científica. La pregunta era bastante seria porque, tal y como ya se ha apuntado, ni Dalton ni Mendeléyev habían descubierto propia-

mente el átomo; la teoría atómica tenía un valor indudable debido a sus éxitos explicativos y sus verificaciones indirectas, pero no estaba demostrada totalmente. De este modo, en la segunda mitad del siglo XIX, la discusión en torno a la existencia real de los átomos vivió uno de sus momentos culminantes. En el centro de la polémica se hallaba una postura filosófica sobre la naturaleza y método de la ciencia conocida con el nombre de positivismo.

El término fue acuñado por el filósofo francés Auguste Comte (1798-1857) y su tesis principal era que el método científico y, por extensión, todo conocimiento, está constituido solo de observaciones empíricas. Puesto en lenguaje popular, es la tesis filosófica que sostiene que «si no lo veo, no lo creo». El positivismo trataba de erradicar toda especulación filosófica y teológica que no correspondiera a los hechos observables. Solo era real aquello de lo que había evidencia directa a través de los sentidos; el resto había que relegarlo al ámbito de la subjetividad, del relativismo y del sinsentido. Con ello se pretendía entronizar la ciencia como único conocimiento válido que garantizaría la verdad acerca del mundo y el progreso de la humanidad.

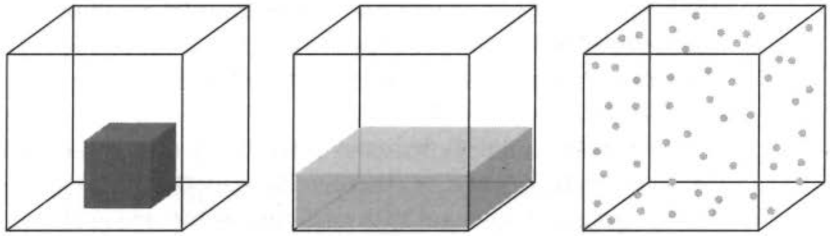
Aunque el mito positivista triunfó hasta el extremo de que todavía hoy hay quien piensa que solo el conocimiento científico es serio, válido y verdadero, la aplicación de esta perspectiva filosófica habría acabado con el propio progreso de la ciencia. La polémica en torno a la existencia de los átomos en el siglo XIX es un buen ejemplo de la sofisticación de la actividad científica y de lo simplista que es considerar que la ciencia solo está basada en observaciones sensibles. Porque, como se ha visto, ni Dalton ni Mendeléyev habían observado directamente los átomos, sino que habían intuido su existencia gracias a evidencias indirectas como las proporciones de los compuestos químicos.

Otras evidencias indirectas que avalaban la posible existencia de los átomos vinieron de la mano de una nueva rama de la física que se fue configurando a lo largo del siglo XIX: la física del calor. Uno de los problemas científicos y filosóficos más interesantes es el de la relación entre los conceptos científicos y nuestras ideas habituales sobre los fenómenos. Así, aunque todos tenemos una experiencia habitual de qué es el calor, no es tarea fácil definirlo

de una forma clara y precisa. A través de la historia del pensamiento científico se dieron diversas respuestas, pero la más popular en el siglo XVIII era la teoría del calórico. Según esta teoría, el calor era un tipo de sustancia, como un fluido, que se comunicaba de los cuerpos calientes a los fríos. «Tener más calor» significaba precisamente eso: tener más de esa sustancia que se llamaba calórico. Sin embargo, poco a poco se fueron sembrando dudas sobre esta teoría. Es famosa la observación de Benjamin Thompson (1753-1814) de que la cantidad de calor que se puede transmitir por fricción es aparentemente ilimitada. Como ingeniero militar, observó la fabricación de cañones y constató que la cantidad de calor que se suministraba al intentar perforar un metal era proporcional a la fricción a la que era sometido el metal. El calor parecía estar relacionado, de algún modo, con el movimiento.

En 1857 el físico alemán Rudolf Clausius (1822-1888), que trabajaba en el Instituto Politécnico de Zúrich y llevaba años estudiando el fenómeno, publicó un artículo titulado «El tipo de movimiento que llamamos calor». A partir de la idea mecánica de que los gases estaban compuestos por pequeños átomos, Clausius desarrolló una teoría según la cual la temperatura y la presión sobre las paredes que contienen un gas eran el resultado de los movimientos de los átomos. En definitiva, la temperatura no sería más que una manifestación estadística de la energía cinética de los átomos que componen el gas. A esta teoría se la conoce con el nombre de «teoría cinética de los gases».

La teoría cinética de los gases atribuye todas las propiedades de estos, como el calor o la presión, al movimiento de cada uno de los átomos que forma el gas y sus colisiones con las paredes del recipiente que lo contienen.



Sólido (forma y volumen fijos) — Líquido (forma del recipiente y volumen fijo) — Gas (forma y volumen del recipiente)

La propuesta de Clausius encontró eco en científicos jóvenes. Entre ellos, cabe destacar el trabajo del joven británico James Clerk Maxwell (1831-1879), quien introdujo una modificación importante en la propuesta inicial del físico alemán. Maxwell consideró que no solo la velocidad media de los átomos ocasionaba la temperatura y la presión del gas, sino también su distribución de velocidades, es decir, el número de átomos que en un momento determinado tienen una velocidad superior o inferior a la media. Los artículos de Clausius y Maxwell fueron el detonante de una larga discusión intelectual acerca de la validez de la teoría cinética de los gases y marcaron el inicio de la carrera científica de otro de los grandes nombres de la física: el austríaco Ludwig Boltzmann (1844-1906).

Para darle sentido físico a la fórmula de Maxwell, Boltzmann se centró en la variación de la presión de un gas con la altura. Si el gas estaba compuesto de átomos con distintas velocidades, estas debían variar con la altura por efecto de la gravedad. Boltzmann calculó tal efecto siguiendo la distribución de velocidades de Maxwell y comprobó que coincidía con la variación de presión observada en el gas. Boltzmann consiguió así relacionar un efecto atómico (la variación de la gravedad sobre cada uno de los átomos y, con ello, su distribución de velocidades) con un efecto macroscópico (la variación de presión). Además, Boltzmann dio un paso más en la teoría cinética incluyendo no solo las velocidades lineales de los átomos, sino también sus vibraciones como elemento a tener en cuenta a la hora de explicar las magnitudes macroscópicas de los gases. Boltzmann realizó este trabajo cuando tenía veinticuatro años, y le valió la admiración internacional, empezando por el reconocimiento del propio Maxwell. Desde entonces, la fórmula de distribución de velocidades en un gas se conoce con el nombre de Maxwell-Boltzmann.

El problema que Boltzmann identificó y desarrolló está relacionado con la fórmula de distribución de velocidades de los átomos de un gas. La pregunta central era cómo es posible que los movimientos individuales —totalmente aleatorios y caóticos— de cada uno de los átomos de un gas mantengan una distribución de velocidades que siempre cumple la fórmula de Maxwell-Boltz-

mann. En un hipotético mundo ideal, el problema tiene solución. *Solo* hace falta tener las ecuaciones del movimiento de todos y cada uno de los átomos y sus posiciones en un momento determinado. El problema real es que en cualquier volumen de gas, por pequeño que sea, hay millones de millones de átomos, con lo que la cuestión se vuelve imposible de solucionar. De ahí que solo se pueda describir un gas a partir de los átomos que lo componen usando la matemática estadística.

En lugar de intentar estudiar qué le pasaría a cada uno de los átomos, Boltzmann intentó centrarse en el comportamiento de los átomos con una particular dirección y velocidad en un momento dado. Se debía hacer una estimación sobre las posibles colisiones de los átomos y, con ello, calcular la media sobre todos los grupos de átomos. Así, el físico austríaco llegó a justificar la ecuación de distribución de velocidades que Maxwell había intuido y él mismo había modificado. El resultado más significativo de Boltzmann fue constatar que, mientras los átomos individuales siguieran las leyes de Newton sobre el movimiento, la constante variación de las velocidades individuales no era incompatible con la aparición de estados de equilibrio macroscópico. Un gas en estado de equilibrio (temperatura y presión constantes) escondía, pues, una actividad frenética y aparentemente desordenada. Las leyes de Newton sobre los movimientos de los cuerpos individuales pasaban de este modo a explicar la presión y la temperatura de los gases, magnitudes que se refieren a grandes poblaciones de átomos. Se trataba de una auténtica sinfonía interpretada por los átomos bajo la batuta de las leyes de Newton.

LOS ELECTRONES

Tanto la química como la física estadística hacían suponer que los átomos tenían una existencia real o que, de no ser así, al menos constituían un modelo que parecía tener un alto poder explicativo. Sin embargo, a finales del siglo XIX la misma existencia de los átomos aún no era un hecho incontestable. Y fue precisamente en

este contexto cuando apareció la primera partícula subatómica; es decir, mientras algunos científicos dudaban de la realidad de los átomos, otros investigadores ya se aventuraban a hablar de unas partículas mucho más pequeñas: los electrones. Al igual que los átomos, los electrones no se «descubrieron» debido al uso de microscopios más potentes, sino que entraron en la escena científica a través de los intentos de comprender mejor la electricidad y solo tiempo después se entendió que eran componentes universales de todos los átomos.

El científico asociado al «descubrimiento» del electrón es Joseph John Thomson (1856-1940), profesor de física experimental y director del laboratorio Cavendish en Cambridge entre 1884 y 1919. En esos treinta y cinco años su laboratorio se convirtió en

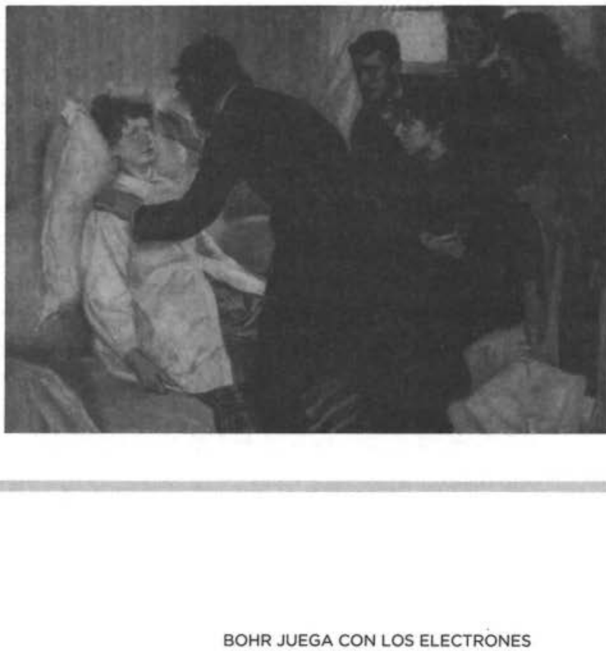
EL ÉTER ELECTROMAGNÉTICO Y EL ESPIRITISMO

¿Qué es el éter? O quizá mejor, ¿qué era el éter? En la Inglaterra del siglo XIX los físicos recuperaron una vieja idea: el mundo está «lleno», porque, de no ser así, ¿cómo se transmiten las fuerzas, especialmente las fuerzas eléctricas? La pregunta no es trivial, aunque la existencia del éter tampoco era evidente. El éter tenía que ser lo suficientemente rígido como para poder transportar las fuerzas electromagnéticas, pero, a la vez, lo suficientemente flexible como para no ofrecer ninguna resistencia al movimiento de los cuerpos sólidos; al mismo tiempo, debía ser totalmente liviano, pues jamás se había podido medir su masa. ¿Es esto una idea contradictoria? A los físicos de hoy se lo parece, pero en el siglo XIX aún era más absurdo pensar en fuerzas entre cuerpos distantes que carecieran de un intermediario. Además, el éter no solo permitía explicar las fuerzas eléctricas; se consideraba que, dadas sus especiales características, quizá pudiera servir también para explicar la conexión con el mundo de los espíritus, la telepatía, etc. Debe recordarse que en la segunda mitad del siglo XIX la burguesía de Inglaterra y Estados Unidos estaba fascinada por las fuerzas ocultas. El mismo ambiente científico que había hecho posible, por ejemplo, la conexión telegráfica entre los dos países con un cable transoceánico, también había propiciado el auge del espiritismo. Se creía que la ciencia podía y debía explicarlo todo, incluidos los fenómenos telepáticos y espiritistas. Así, en 1882, un grupo de profesores y estudiantes de Cambridge y otras universidades fundaron en Londres la Sociedad para la Investigación Psíquica, la cual todavía existe hoy en día. Entre los físicos del momento que formaron parte de esta

un lugar de referencia mundial, donde físicos de todos los países acudían a formarse como investigadores. El secreto de tal éxito no estaba tanto en las instalaciones y los medios técnicos, sino en la libertad intelectual que Thomson daba a sus colaboradores. En el Cavendish cabía cualquier investigación física, siempre que no comportara inversiones extraordinarias (Thomson era famoso por ser muy parco en gastos). El científico británico tenía grandes ideas que sugería a sus investigadores, pero estos eran libres de tomarlas o no, así como de llevarlas a la práctica del modo que creyeran más oportuno. La pedagogía que seguía Thomson era la de *dejar hacer*.

Junto a la tarea de dirigir el laboratorio, el científico llevaba a cabo su propia investigación, centrada en el estudio de des-

institución estaban lord Rayleigh, entonces director del Cavendish, y William Crookes, quien junto con J.J. Thomson era el gran especialista en el estudio de descargas eléctricas en gases. El mismo Thomson se interesó por el tema y participó en sesiones científicas de espiritismo y telepatía, «científicas» en el sentido de que la sala donde tenían lugar tales sesiones estaba repleta de medidores de electricidad y magnetismo que debían detectar los flujos energéticos.



***Sesión de hipnosis*, lienzo de Richard Bergh realizado en 1887 (Museo Nacional de Estocolmo).**

cargas eléctricas en gases. La decisión de optar por este tema es un buen ejemplo de la influencia que tiene la formación inicial de los científicos en su carrera posterior. Thomson se interesó en Mánchester por la constitución de la materia y la estructura del éter. En Cambridge se hizo especialista en las nuevas teorías sobre electricidad y magnetismo que Maxwell había desarrollado en su *Tratado de electricidad y magnetismo*. En ese libro, Maxwell había unido dos fenómenos hasta entonces considerados distintos, las fuerzas eléctricas y las fuerzas magnéticas. También había sugerido que los fenómenos de descarga eléctrica en gases podían ser un buen punto de partida para comprender a un mismo tiempo las fuerzas electromagnéticas y las fuerzas que mantienen unidos los átomos. Asimismo, podían ser un fenómeno ideal para entender la relación entre los átomos y el éter, y así comprender mejor ambas materias. Maxwell no pudo llevar a cabo este proyecto debido a su muerte prematura, sucedida a los cuarenta y ocho años cuando era director del Cavendish, por lo que Thomson, que ocupaba la misma cátedra que cinco años antes había pertenecido a Maxwell, se vio en la obligación moral de acabar la obra de su predecesor.

Las descargas en gases son, fundamentalmente, el fenómeno que se observa en los fluorescentes: se llena un tubo de cristal de un determinado gas a baja presión, y al someter el gas a una diferencia de potencial eléctrico se ocasiona una súbita luminosidad que desaparece al cesar la diferencia de potencial. Aunque hoy estamos acostumbrados al encendido de un fluorescente, e incluso nos molesta si este parpadea demasiado, hace más de cien años el fenómeno todavía tenía cierto halo de misterio. Según el tipo de gas empleado —y también al variar la presión del gas, el potencial eléctrico o la forma del tubo de cristal—, la coloración de la descarga era una u otra. Además, en la oscuridad, estas fluorescencias cautivaban la imaginación de los científicos y el público en general, no solo por su belleza, sino también por lo sugerentes que eran en relación con el espiritismo.

Cualquier estudiante de física elemental se ha enfrentado con la ley de Newton de gravitación universal y con la ley de Coulomb de fuerza eléctrica, y ha establecido una analogía entre ambas.

Igual que hay una cosa que es la masa, de la cual depende la fuerza gravitatoria, habría otra *cosa*, las cargas eléctricas, positivas o negativas, que se atraen o repelen entre sí. Sin embargo, hablar de cargas eléctricas implica haber hecho un proceso de abstracción nada evidente, porque lo que existen no son las cargas, sino cuerpos cargados eléctricamente. Esto es importante para entender el planteamiento de Thomson y de todos los físicos ingleses del siglo XIX.

El modelo que utilizaba Thomson para visualizar la descarga eléctrica era similar al empleado en la electrólisis. El científico imaginaba que con la descarga eléctrica se daba una disociación de las moléculas del gas y una posterior re-asociación. Como en muchos bailes populares donde hay constantes cambios de pareja, la energía disipada en la descarga eléctrica vendría de la mano de este constante intercambio de átomos entre las moléculas. Thomson había desarrollado en 1883 una teoría de la materia según la cual los átomos no serían más que vórtices del éter; es decir, zonas donde el éter se movía formando espirales. Así, la asociación y la disociación de los átomos no serían más que distintas combinaciones dinámicas de estos vórtices, y los fenómenos eléctricos vendrían descritos por las tensiones que estos movimientos producirían en el éter.

Esta visión del mundo, en la que átomos y carga eléctrica eran manifestaciones de los movimientos de una única entidad fundamental, el éter, permitía unir química y electromagnetismo bajo el mismo prisma. Sin embargo, la teoría no prosperó y Thomson tuvo que cambiarla por otra más simple, pero menos universal, según la cual la carga eléctrica sería una propiedad de los átomos de las moléculas en su relación con el éter. Este era un primer paso hacia la «atomización» de la carga eléctrica que tan importante sería para sus trabajos posteriores.

Cuando Thomson se dio cuenta de que era muy difícil establecer una teoría que explicara al mismo tiempo la conducción eléctrica, la composición de la materia y la interacción entre electricidad, materia y éter, decidió centrarse en el estudio de los rayos catódicos. Los rayos catódicos son la luz que aparece cuando se aplica una diferencia de potencial en tubos en los que se ha hecho

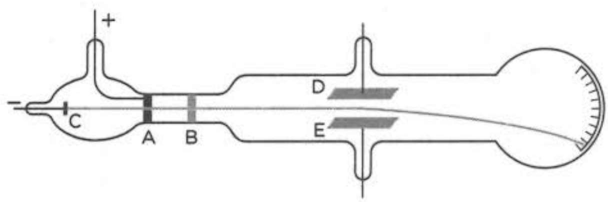
el vacío. La ausencia de materia hacía pensar que sería más fácil entender los mecanismos de conducción eléctrica en el éter. Se sabía que los rayos catódicos eran desviados por campos magnéticos, pero no se observaba lo mismo con los campos eléctricos. De ahí la oposición entre las explicaciones corpusculares y las ondulatorias. Las primeras suponían que los rayos catódicos eran fruto del paso de moléculas cargadas eléctricamente entre el ánodo y el cátodo (los extremos del tubo). Esta explicación contrastaba con el hecho de que no parecía que hubiese desviación por campos eléctricos; debido a ello, algunos investigadores sostenían que los rayos catódicos eran una onda transmitida en el éter, sin acompañamiento de materia.

La aportación de Thomson a esta disputa fue, precisamente, observar que los rayos catódicos sí eran desviados por campos eléctricos, lo que hacía más plausible su identificación como moléculas cargadas eléctricamente. Al haber trabajado bajo el modelo de la electrólisis, al científico británico le pareció natural que los rayos catódicos fueran el resultado de la emisión de moléculas cargadas entre el ánodo y el cátodo. Sin embargo, la gran sorpresa para Thomson fue establecer en 1897 que el cociente entre carga y masa de tales *moléculas* era tal que su masa debía ser unas mil veces más pequeña que la del átomo más pequeño conocido, el de hidrógeno. Además, la nueva molécula no dependía del tipo de material del que estaban hechos los cátodos, con lo que Thomson concluyó que la pequeña molécula responsable de los rayos catódicos era un componente de todos los átomos. A esta partícula la llamó «corpúsculo».

Hoy llamamos electrones a los corpúsculos y los consideramos una de las partículas elementales de la materia. Sin embargo, a finales del siglo XIX, sugerir que todos los átomos estaban compuestos por corpúsculos iguales entre sí fue mal visto tanto por los químicos como por los físicos. A Thomson se le acusó de alquimista y de querer recuperar el viejo sueño de la transmutación de los elementos. Los átomos de Dalton eran diferentes entre sí, inmutables e indivisibles, lo que garantizaba una cierta estabilidad del universo. Si los átomos estaban compuestos por partículas subatómicas, la única diferencia entre los átomos sería el número

EL ELECTRÓN DE THOMSON

¿Cómo encontró Joseph John Thomson los electrones? Ciertamente no con un microscopio muy potente, pues tal instrumento no solo no existía entonces, sino que tal visualización es imposible. De hecho, hoy en día la ciencia no imagina los electrones como pequeñas bolas de billar con límites definidos, sino como densidades de función de onda. De ahí que la palabra «partícula» para designar las partículas elementales sea equívoca. Thomson estaba trabajando con tubos llenos de gases, en los que inducía descargas eléctricas, y en 1896 decidió centrar su atención en un tipo de descarga que se produce en el vacío: los rayos catódicos. El principio de este fenómeno es el mismo que regía el funcionamiento de los antiguos televisores. En un tubo de cristal se hace el vacío y se induce una descarga eléctrica entre sus dos extremos; Thomson observó que estos rayos eran desviados tanto por campos eléctricos como por campos magnéticos. Esto solo era posible si los rayos estaban compuestos por «corpúsculos»; es decir, por pequeñas partículas con masa y carga eléctrica (la explicación alternativa, que los rayos catódicos fueran ondas, era incompatible con estas desviaciones). Los cálculos realizados por Thomson implicaban que los portadores de rayos catódicos eran partículas con carga negativa y masa mucho más pequeña que el átomo más pequeño conocido hasta entonces: el átomo de hidrógeno. En la figura adjunta se puede observar un esquema del tubo de cristal empleado por Thomson: los rayos catódicos son emitidos desde el punto C, pasan por los puntos A y B, y son desviados por el campo eléctrico que hay entre las placas D y E. La escala al final del tubo, en la que impactan los rayos catódicos, sirve para medir su desviación según la intensidad del campo eléctrico. Algo análogo se puede hacer con un campo magnético.



y la organización de tales partículas, lo que abría la puerta a la posibilidad de cambiar unos átomos por otros; de transformar, por ejemplo, mercurio en oro, como querían los viejos alquimistas. De ahí que la aceptación de los corpúsculos por parte de físicos y químicos no fuera inmediata.

NIELS BOHR, DOCTOR EN FÍSICA

A pesar de las primeras reticencias a aceptar los electrones como partículas subatómicas y componentes de todos los átomos, era indudable que tenían un magnífico poder para explicar muchos de los fenómenos eléctricos. De ahí que, por decirlo de algún modo, los electrones ganaran finalmente prestigio entre los físicos no como componentes del átomo, sino gracias a su papel en la explicación de la conducción de la electricidad. Por eso no es de extrañar que un joven ambicioso como Niels Bohr dedicara su tesis doctoral a uno de los temas de moda en aquellos momentos: el estudio del papel de los electrones en la conducción de electricidad en materiales metálicos.

«Debemos tener claro que cuando se trata de átomos, el lenguaje solo puede ser utilizado como se hace en poesía. El poeta, además, casi no está tan preocupado por la descripción de los hechos como por crear imágenes y establecer conexiones mentales.»

— **Niels Bohr, 1920.**

Hacer una tesis de doctorado no era habitual entre los universitarios de principios del siglo XX. De hecho, solo una media de tres o cuatro estudiantes al año obtenía este grado en ciencias naturales y matemáticas. Los dos hermanos Bohr formaron parte de este selecto grupo, con la curiosidad de que fue el hermano menor, Harald, el primero en obtener el título de doctor, unos meses antes que su hermano mayor, Niels. En aquella ocasión, los periódicos daneses se hicieron eco de que una estrella del fútbol se convertía en una estrella de las matemáticas.

Parte de este retraso se debió al método de trabajo de Bohr. Para él nada estaba nunca perfectamente terminado. Siempre encontraba maneras de mejorarlo, algún término que cambiar o alguna expresión que modificar para que el sentido de sus palabras o de sus ecuaciones fuese exactamente lo que él quería decir. Para su tesis llegó a escribir hasta catorce versiones distintas. Incluso

después de defenderla, en mayo de 1911, mandó encuadernar su copia personal introduciendo una página en blanco entre cada dos páginas impresas. Obviamente, esto no era una estratagema para tener una tesis más voluminosa en su estantería, sino un modo de asegurarse de que dispondría de suficiente espacio para introducir modificaciones a su propia tesis doctoral, incluso después de que esta hubiese sido aprobada por el tribunal. Bohr mantuvo toda la vida este espíritu perfeccionista, de manera que solía introducir muchos cambios en las pruebas de imprenta de sus artículos científicos, para desespero de los editores y de sus propios colaboradores.

Esa actitud también la ponía en práctica al leer artículos científicos publicados por otros investigadores. A veces era como un niño pequeño, encantado de haber encontrado algún fallo en el discurso de los adultos. Así, durante la preparación de su tesis, encontró algunos errores en artículos publicados por Thomson, Planck y otros de los grandes científicos del momento.

El tema de su tesis doctoral era intentar resolver algunas consecuencias de la teoría de la conducción de la electricidad en metales más aceptada en su momento: la teoría de Paul Drude (1863-1906). La idea central era considerar los sólidos metálicos como una red de iones positivos estáticos y que todos los efectos de conducción se debían a los electrones, los cuales se comportarían como una nube rodeando la estructura positiva. Hay que destacar que este modelo no implicaba ninguna idea acerca de la estructura de los átomos, sino que solo consideraba que la conducción eléctrica era debida al movimiento más o menos libre de la nube de electrones en el metal. La tesis de Bohr le puso en contacto con el trabajo reciente de científicos como Thomson, Einstein o Planck, convirtiéndose así en un joven brillante consciente de los problemas de la física clásica y de las soluciones que la incipiente hipótesis cuántica estaba empezando a introducir.

El profesor Christiansen, el catedrático de Física de la Universidad de Copenhague, era la única persona que podía entender las complejidades de la tesis de Niels Bohr, ya que estaba escrita en danés, lo que limitaba mucho las posibilidades de su difusión y apreciación por parte de la comunidad científica internacional.

Para Christiansen, la tesis de Bohr le situaba en la trayectoria iniciada por Ørsted y Lorenz, la cual pondría Dinamarca en el mapa de las discusiones científicas modernas. De ahí que el consejo generalizado fue que había llegado el momento para que Niels diera el salto internacional y completara su formación en alguno de los centros de física más prestigiosos de Europa.

Antes de emprender tal viaje, los últimos años de estudiante de Bohr en Copenhague se vieron marcados por la muerte de su padre, provocada por un infarto súbito, en febrero de 1911, y por su encuentro con Margrethe Norlund (1890-1984), hermana de uno de los miembros de Ekliptika, el círculo de discusión que los hermanos Bohr habían iniciado tiempo atrás. Margrethe se convirtió en la prometida (y más adelante en la esposa) de Niels y enseguida se encargó de una de las tareas que marcaría su relación mutua: la de hacer de amanuense de Bohr.

CAPÍTULO 2

Los electrones juegan con Bohr

Una vez se supo que los átomos estaban compuestos por electrones, muchos físicos intentaron describir sus posiciones y sus movimientos intra-atómicos. Finalmente, se llegó a la conclusión de que el átomo era como los sistemas planetarios: un núcleo con electrones orbitando alrededor. Sin embargo, los electrones eran muy caprichosos a la hora de elegir qué órbitas querían ocupar. Niels Bohr fue quien consiguió descifrar las reglas del juego de los electrones, unas reglas que incluían los principios de la incipiente física cuántica.

Desilusión, esa podría ser la palabra que resume la impresión que Bohr tuvo en 1911 cuando por fin pudo conocer a Joseph John Thomson en Cambridge. La famosa universidad británica, que entonces contaba con una historia de casi siete siglos, era el lugar de referencia obligado para todo físico de principios del siglo XX. Conocer a *sir J.J.*, intercambiar ideas con él, recibir su consejo y trabajar en su laboratorio, el Cavendish, era el sueño de muchos jóvenes físicos de todo el mundo, ávidos de contribuir con su trabajo al desarrollo de la física del átomo y de los electrones.

¿Cuál era el secreto de Thomson? Más allá de la fama que le supuso su trabajo con los electrones y su premio Nobel de Física, recibido en 1906, Thomson se caracterizaba por ser un volcán de ideas y sugerencias para el trabajo de los jóvenes investigadores que acudían a él. De hecho, Thomson nunca había sido muy amigo de desarrollar los temas hasta el final, ni desde el punto de vista teórico ni del experimental. Le bastaba con una simple aproximación para sacar conclusiones generales —muchas veces arriesgadas— sobre cualquier resultado nuevo, sobre cualquier especulación teórica. De este modo, el Cavendish era el lugar perfecto para encontrar infinidad de cabos sueltos que los físicos jóvenes —menos creativos pero más tenaces— pudieran desarrollar en detalle. Quizá eso mismo fue parte del problema. Rodeado de un número siempre creciente de estudiantes e investigadores, Thom-

son no podía concentrarse con suficiente atención en todos los recién llegados al Cavendish. Además, acostumbrado a dar consejos, no estaba muy preparado para atender a jóvenes que, con excesivo entusiasmo, pretendieran tratar con él de igual a igual y menos si se trataba de alguien cuyo inglés era claramente deficitario.

El momento esperado llegó en septiembre de 1911. Financiado por la Fundación Carlsberg, Bohr llegó a Cambridge para una estancia de un año de trabajo posdoctoral. En su equipaje llevaba una copia de su tesis doctoral traducida a toda prisa, mucha ilusión y apenas unas frases de inglés. Las dos últimas cualidades pueden formar una mala combinación cuando se mezclan. Y es que, según parece, en la primera entrevista con Thomson, Bohr llevó consigo un ejemplar del libro *La teoría corpuscular de la materia* que el profesor había publicado en 1907, lo abrió en una página concreta y dijo a bocajarro: «Esto está mal». Es bien sabido que el idioma de Shakespeare es muy sutil a la hora de manifestar críticas, por lo que no es de extrañar que la frase de Bohr rayara en la mala educación a los oídos de Thomson, quien, a su vez, no estaba acostumbrado a recibir críticas a su trabajo.

Con el paso de las semanas la relación no mejoró. Thomson le asignó una tarea experimental relacionada con el comportamiento de los rayos catódicos, la cual no tenía ningún interés para Bohr. Además, el profesor estaba siempre ocupado y nunca tenía tiempo para leer la tesis doctoral del joven danés. Mientras, Bohr intentaba mejorar su deficiente inglés leyendo las obras completas de Charles Dickens y buscando las palabras que desconocía en el diccionario. Lo único que alegró sus primeros meses en Cambridge fue poder jugar con frecuencia en el equipo de fútbol de la universidad, así como la visita de su hermano Harald en Navidad y las constantes cartas que Margrethe le enviaba desde Copenhague.

Fue en una cena navideña en el Trinity College de Cambridge donde Bohr coincidió con un antiguo estudiante de Thomson, el neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937), que en aquellos momentos dirigía su propio laboratorio en Mánchester tras haber pasado unos años en Canadá. Bohr quedó impresionado por el carácter y la fuerza arrolladora de Rutherford, así como por los comentarios que oyó durante la cena acerca de la vitalidad de la

física en su laboratorio. Decidió entonces no agotar el año previsto en Cambridge y trasladarse a Mánchester tan pronto como le fuera posible. De hecho, a pesar del magnetismo que el Cavendish todavía ejercía sobre el mundo científico, Bohr no era el único

CENANDO EN EL TRINITY COLLEGE

Una manera de entender la Universidad de Cambridge, entonces y ahora, es imaginarla como una federación de *colleges*, cada uno de los cuales es responsable de la educación de sus alumnos, independientemente de la materia que estudien; a esta distribución medieval se le agregó en los siglos XIX y XX una estructura formada por departamentos disciplinares (física, química, filosofía, derecho, teología, etc.). El Trinity College es el más poderoso de todos los *colleges* de Cambridge. Fundado por Enrique VIII en 1546, todavía hoy es una de las instituciones más ricas de Inglaterra, solo sobrepasada por la monarquía y la Iglesia anglicana. Thomson fue primero estudiante; después, *fellow*, y finalmente, *master* en el Trinity College, y allí se celebraba cada diciembre la cena de fin de año de los investigadores del Cavendish. En la del 8 de diciembre de 1911, que fue en la que Bohr decidió abandonar Cambridge, se celebraban los veintisiete años de Thomson como director del Cavendish. Se sirvieron hasta diez platos distintos regados con sus correspondientes vinos, y al final se cantaron canciones compuestas para la ocasión para celebrar la vida del laboratorio. Una de ellas, por ejemplo, decía: «*Oh my darlings, oh my darlings, oh my darlings, ions mine / you are lost and gone forever / when just once you recombine*» (Oh queridos, oh queridos, oh queridos, mis iones / para siempre estáis perdidos / si una vez os recombináis). Muchos años después, Bohr exportaría a Copenhague esta tradición distendida de celebrar la física del momento con adaptaciones *ad hoc* de la cultura popular.



Vista del interior del comedor del Trinity College.

en percibir un cierto estancamiento de la física en Cambridge. Mánchester era una escuela más joven y mucho más dinámica, centrada en un problema concreto, la radiactividad, por el cual el Cavendish no mostraba excesivo interés. Además, *sotto voce*, se hablaba de unos experimentos de Rutherford que podrían cambiar para siempre el modo de entender la estructura del átomo.

INVENTANDO UNA ESTRUCTURA PARA EL ÁTOMO

La entrada del electrón en la escena científica en 1897 tuvo un gran impacto en la manera de entender la materia y la electricidad. De hecho, la existencia de partículas más pequeñas que el átomo era una contradicción semántica, ya que la palabra «átomo» significa precisamente «indivisible». Pero esta no fue la única sorpresa. Los electrones también manifestaban que la carga eléctrica negativa se concentraba y se trasladaba en esas ínfimas partículas. Y es que, hasta entonces, siguiendo las teorías de Maxwell, la carga eléctrica no se había pensado como una sustancia, sino como una propiedad de la materia, en la frontera entre dos medios materiales distintos. En otras palabras, nadie hablaba de «una carga», sino de «un cuerpo cargado eléctricamente». Con los electrones esto no cambió, al menos no para Thomson. Pero al pasar los electrones a ser unas partículas electrificadas negativamente, la carga eléctrica negativa se convertía en un fenómeno muy localizado en el espacio, un fenómeno muy *diminuto*.

Es necesario enfatizar que únicamente era la carga eléctrica negativa la que parecía concentrarse en esos pequeños electrones. Por aquel entonces, nadie pensaba que pudiera existir una partícula equivalente al electrón pero con carga positiva. Y, aunque el electrón positivo se identificó en 1932, sus propiedades eran y siguen siendo muy distintas a las de los electrones negativos. ¿Qué le pasaba entonces a la carga positiva? ¿Cómo entenderla? ¿Cómo podía ser que los átomos, conteniendo electrones en su interior, fueran eléctricamente neutros? Y por último, ¿cuántos electrones había en cada átomo y cómo estaban organizados?

Teniendo Thomson tendencia a la gran especulación, no es de extrañar que fuera él uno de los primeros en afrontar estas preguntas y sugerir posibles respuestas. Los ingredientes de los que disponía solo eran los átomos, eléctricamente neutros en su estado normal, y los electrones negativos. Su idea era que estos estarían presentes en grandes cantidades dentro del átomo neutro. Si un átomo perdía algunos electrones, quedaría cargado positivamente, y si ganaba electrones, adquiriría electricidad negativa. Para entender bien en qué consistía este modelo atómico es importante subrayar que para Thomson no había ningún tipo de partícula o materia con electricidad positiva, y la única manera de que el átomo se cargara positivamente era a base de perder electrones negativos. Era el déficit o exceso de electrones lo que confería una determinada carga eléctrica, positiva o negativa respectivamente, al átomo. Thomson lo expresaría del siguiente modo en 1904:

> Los átomos de los elementos consisten en un cierto número de corpúsculos cargados negativamente encerrados en una esfera de electrificación positiva uniforme.

En esto consiste lo que se conoce popularmente como el modelo del *plum-pudding* (o «pastel de pasas»). Ciertamente, Thomson no lo llamó así y, además, este nombre puede llevar a engaño. En un pastel de pasas, tanto las pasas como la masa del pastel son materiales, aunque con propiedades distintas. En el caso del átomo de Thomson la única materia era la que proporcionaban los electrones. Con esto, la pregunta sobre el número de electrones en cada átomo era bastante fácil: teniendo en cuenta que la masa de cada electrón (todos son iguales) es unas 2000 veces inferior a la masa del átomo más pequeño (el de hidrógeno), se deduce que cada átomo debe tener algunos miles de electrones en su interior (unos 2000 en el caso del hidrógeno, o unos 32000 en el caso del oxígeno).

No se puede negar la belleza y la simplicidad de este modelo atómico. Un único tipo de partículas, los electrones, explicarían tanto la masa como la electrificación de los átomos. En cuanto a

su disposición dentro de la esfera de electricidad positiva, Thomson imaginaba que los electrones podían formar estructuras estables en forma de esferas más o menos concéntricas. De este modo, serían solo los electrones más externos los que determinarían las propiedades físicas y químicas de los elementos, como, por ejemplo, la existencia de iones —átomos con carga positiva o negativa— o el enlace químico.

«La investigación en ciencia aplicada conduce a reformas, la investigación en ciencia pura conduce a revoluciones.»

— Joseph John Thomson.

Sin embargo, el sueño de Thomson duró muy poco. Hacia finales de 1905 varios resultados experimentales supusieron una evidencia indirecta de que el número de electrones en cada átomo no podía ser mayor que algunas decenas. De ser ello cierto, significaba que la mayor parte de la masa de los átomos no podía residir en sus electrones, sino en la parte con electricidad positiva. ¿En qué consistiría, pues, esa parte del átomo cargada positivamente? Aquí, Thomson dejó de especular y se puso a investigar los iones positivos, es decir, los átomos que habían perdido algún(os) electrón(es), en busca de una clave que le permitiera entender la parte positiva del átomo.

Pero con la disminución del número de electrones apareció el problema fundamental, un problema que resultó ser insalvable con los métodos de la física del siglo XIX: la inestabilidad del átomo debido a la radiación de los electrones. Y es que, como se vio en el capítulo anterior, el movimiento de las partículas cargadas eléctricamente (y los electrones lo están) produce todo tipo de efectos inesperados. El que aquí nos ocupa es el de la pérdida de energía por radiación debido a su velocidad, algo así como la pérdida de velocidad debido a la resistencia del medio.

Para poder imaginar configuraciones estables de electrones en un mar de electricidad positiva era imprescindible que los electrones se movieran a grandes velocidades; al hacerlo, emitirían radiación electromagnética, con lo que perderían energía y velo-

cidad, cayendo en el centro del átomo, que dejaría de tener sus propiedades habituales. Cuando se creía que el átomo tenía miles de electrones, la pérdida de energía por radiación no era un problema: había suficientes electrones como para que la energía de unos la absorbieran otros y pudiera imaginarse el átomo como estable. Pero al reducirse drásticamente el número de electrones en un átomo, esta compensación era del todo imposible y, por lo tanto, no había manera de imaginar un modo de conseguir un átomo estable. Este problema era el mismo al que, en otro orden de cosas, se enfrentaron muchos físicos de la época y que solo logró solucionar Einstein en uno de sus artículos de 1905 («Sobre la electrodinámica de cuerpos en movimiento»), el cual se convertiría en la carta fundacional de la relatividad especial.

Uno de los grandes temas de conversación de los físicos en 1911 fueron los experimentos que Rutherford acababa de llevar a cabo y, lo más importante, la interpretación que el investigador neozelandés les dio. En Mánchester, Rutherford había creado una escuela de «radiactivistas», un departamento de investigación centrado fundamentalmente en el estudio experimental de la radiactividad. Se traba de un fenómeno descubierto por Henri Becquerel (1852-1908) y por el matrimonio Curie —Pierre (1859-1906) y Marie (1867-1934)— del que se sabía muy poco, tanto en el ámbito de sus efectos y propiedades como en el de su naturaleza más íntima.

Ya en 1899 Rutherford se dio cuenta de que no se trataba de uno, sino de tres tipos de radiación, que se distinguían por su carga eléctrica y por su poder de penetración en la materia. Las denominó con las tres primeras letras del abecedario griego en orden de energías crecientes: la radiación alfa (α), con carga eléctrica positiva; la radiación beta (β), con electrificación negativa, y la radiación gamma (γ), sin electricidad. Además, las dos primeras radiaciones estaban compuestas claramente por corpúsculos, por partículas con masa. Las partículas α tenían una masa parecida a la del átomo de helio, y las partículas β... ¡eran electrones!

Los trabajos de Rutherford y su equipo en Mánchester poco tenían que ver con los intereses de Thomson y el Cavendish. Desde el principio, Rutherford se sintió fascinado por las propiedades de la radiactividad, y centró su carrera inicial en este

LOS ORÍGENES DE LA RADIACTIVIDAD



Henri Becquerel.

A principios de 1896 todo el mundo estaba fascinado por un nuevo tipo de radiación: los rayos de Röntgen o rayos X. Henri Becquerel deseaba entender la relación que los nuevos rayos pudieran tener con el viejo fenómeno de la fluorescencia, aquel por el cual muchas sustancias se convierten en emisores de luz tras haber sido expuestas intensamente a la luz solar. Los experimentos de Becquerel eran relativamente sencillos: tomaba sustancias con propiedades fluorescentes, las sometía a la luz directa del sol y estudiaba cómo afectaban a una placa fotográfica en la oscuridad. La sorpresa vino cuando, tras unos días nublados, vio que las placas fotográficas que había dejado en el mismo cajón que una de las supuestas sustancias fluorescentes estaban veladas. Becquerel reparó en el fenómeno y, lejos de menospreciarlo, intentó comprobar si se repetía normalmente. Y así sucedió. Una de las sustancias con las que trabajaba y que contenía sales de uranio emitía espontáneamente un tipo de radiación, hasta entonces no descrita, que velaba las placas fotográficas. Si se quiere, se puede decir que Becquerel descubrió un fenómeno nuevo y aparentemente inexplicable provocado por el uranio. Pero tendrían que pasar décadas y que se incorporaran a la investigación numerosos grupos de trabajo, se invirtieran grandes cantidades de recursos y se lanzaran todo tipo de especulaciones para poder empezar a delimitar y entender las características de ese nuevo fenómeno, pasando de los rayos del uranio a la radiactividad. De hecho, a Becquerel no le interesó seguir estudiando «sus» rayos. El matrimonio Curie y Ernest Rutherford fueron quienes convirtieron la radiación del uranio en su principal tema de investigación. Así, constataron que esta radiación no era exclusiva del uranio, sino que también la emitían otros elementos pesados (los últimos en la tabla periódica), como el radio y el torio, y, lo que quizá sea aún más importante, consiguieron identificar un nuevo elemento hasta entonces desconocido, designado polonio en honor de la patria de origen de Marie Curie.

novedoso ámbito. Sus trabajos le llevaron a recibir en 1908 el premio Nobel... ¡de Química! (al igual que Marie Curie en 1911). De hecho, la radiactividad es uno de los fenómenos que se encuen-

tran a caballo entre la física y la química: por un lado, el estudio de su naturaleza, su intensidad, sus propiedades al interactuar con la materia, etc., son cuestiones tradicionalmente estudiadas por la física; pero, a la vez, aislar sustancias, ver cómo reaccionan, medir su masa, etc., son tareas más propias de la química. La escuela de Rutherford en Mánchester era, pues, un vivero de científicos —físicos y químicos— estudiando las propiedades de la radiactividad.

¿De qué modo está la radiactividad relacionada con el estudio de la composición del átomo? Muy pronto se entendió que la radiactividad era un fenómeno atómico. Las partículas α y β eran emitidas por el átomo, lo que podía llevar a pensar que eran componentes de los átomos radiactivos (más problemático era el caso de la radiación γ, que se parecía más a la luz que a una partícula). Además, Rutherford demostró que la radiactividad no era un proceso inerte, sino que cambiaba la naturaleza de las sustancias: un elemento concreto, al emitir radiactividad, se convertía en otro elemento cercano a él en la tabla periódica. En otras palabras, la radiactividad era un proceso (espontáneo o inducido, eso no se sabía) que transmutaba los elementos.

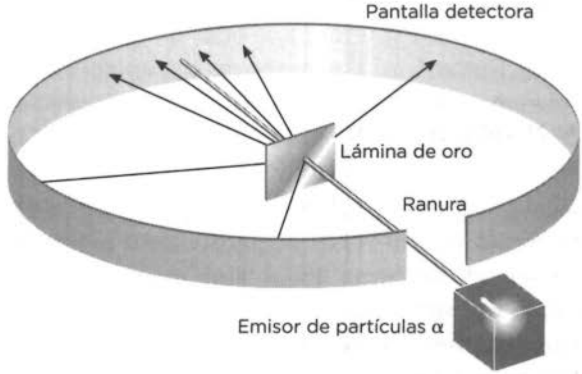
Finalmente, y aunque de modo indirecto, la radiactividad resultó ser también un instrumento muy útil para analizar la estructura de los átomos. Tras su descubrimiento, se procedió a estudiar cualquier tipo de radiación haciéndola atravesar distintos materiales, diferentes grosores de un mismo material, a diversas inclinaciones de incidencia, etc. Con ello se obtuvo información relevante acerca de la energía de la radiación, de su intensidad y de su carga eléctrica. Este tipo de experimentos eran los que llevaron a cabo en Mánchester Rutherford y algunos de sus colaboradores, especialmente el alemán Hans Geiger (1882-1945) y el joven estudiante británico Ernest Marsden (1889-1970). En concreto, desde 1909, Geiger y Marsden estudiaron la interacción de la radiactividad α —la que más interesaba a Rutherford— con superficies metálicas, y se dieron cuenta de que el haz de partículas α incidente no atravesaba los metales de forma lineal, sino que sufría todo tipo de desviaciones, de dispersión. Esto era normal, puesto que en un metal los átomos forman una estructura bastante geométrica, por lo que se podía esperar que las partículas α se desviaran de sus

trayectorias al pasar cerca de los átomos. Lo que no era normal era que, al hacer lo mismo con superficies muy finas, las partículas α experimentaran grandes desviaciones.

Rutherford se unió a Geiger y Marsden; rediseñaron el experimento y obtuvieron un resultado difícil de entender: al hacer incidir un haz de partículas α sobre una lámina de oro muy fina, la mayor parte atravesaban el metal sin inmutarse, pero había algunas que «rebotaban» y salían en dirección contraria tras impactar en el metal (figura 1). Rutherford afirmaría años más tarde que aquello ocasionaba la misma sorpresa que disparar balas contra un papel de fumar y que algunas salieran rebotadas en dirección contraria. Si el átomo era, como Thomson creía, una masa informe de electrificación positiva que contenía una distribución más o menos uniforme de electrones en su interior, este resultado no tenía sentido: se podía entender la dispersión suave, pero no los casos de dispersión tan exagerada.

De este modo, en 1911 Rutherford sugirió cambiar por completo la idea que se tenía del átomo. Quizá la parte positiva no era una masa informe que ocupaba todo el átomo, sino que podía estar concentrada en el centro del átomo, formando un núcleo muy pequeño alrededor del cual se movían los electrones. Algo así como un sistema planetario en el que el centro estaría ocupado por un núcleo con mucha masa y toda la carga positiva del átomo.

FIG. 1



Esto explicaría que la mayoría de las partículas α (recordemos, cargadas positivamente) no sufrieran apenas dispersión, pero que algunas experimentaran una fuerza tan grande que las obligara a salir rebotadas: serían aquellas que, por azar, chocaran con el núcleo de uno de los átomos.

Sin embargo, la propuesta de Rutherford pasó bastante desapercibida. No fue una gran revolución, un gran descubrimiento, del cual se hablara en los periódicos y en los cafés. Ni siquiera llamó la atención de muchos científicos, que lo interpretaron como una idea peregrina para explicar un comportamiento muy particular de la radiactividad α. Además, Rutherford no tenía mucho interés por la física teórica: era claramente un físico experimental y no podía desarrollar las implicaciones teóricas de un modelo como el suyo.

Por otra parte, Rutherford no tuvo esta idea únicamente a raíz de sus experimentos con Geiger y Marsden, sino que su propuesta debe situarse en el contexto de su interés por entender qué eran las partículas α. Ya se ha dicho que eran partículas con masa parecida a la del átomo de helio, y cuya carga era doble que la del electrón, pero positiva. Era tan escaso el conocimiento que se tenía de la radiactividad que ni siquiera se sabía si las partículas α preexistían como tales en los átomos o si se formaban al salir de aquellos. Rutherford era un gran defensor de la primera opción, ya que desde hacía tiempo pensaba que las partículas α formaban parte de la estructura del átomo. De ahí a imaginar un átomo con estructura nuclear, solo había uno o dos pasos.

BOHR EN MÁNCHESTER

Si Cambridge tenía por entonces una historia de siete siglos, la Universidad de Mánchester apenas contaba con unas décadas de vida. La ciudad había sido el epicentro de la Revolución Industrial y, a principios del siglo XX, seguía siendo el centro de la manufactura británica, donde una burguesía cada vez más influyente y educada favorecía las ciencias y las artes con la creación de insti-

tuciones como la universidad local que, en 1903, pasó a llamarse Universidad Victoria de Mánchester, en honor a la reina Victoria.

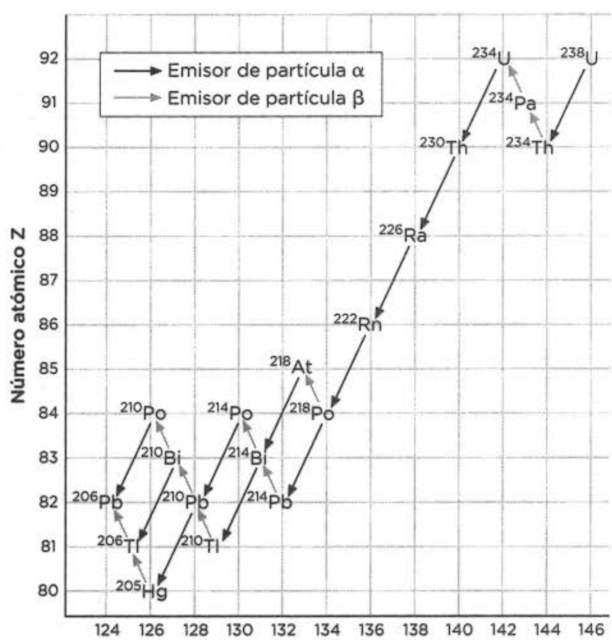
Niels Bohr llegó a Mánchester en marzo de 1912 con ilusiones renovadas tras su fallida experiencia con Thomson. Siendo el centro mundial de la radiactividad experimental, Bohr aceptó aprender las prácticas más rudimentarias del trabajo de laboratorio, tras lo cual Rutherford le asignó el estudio de la absorción de rayos α en aluminio. Pero a Bohr el laboratorio le aburría: su gran pasión era la física teórica, las grandes concepciones del mundo, el detalle matemático y filosófico de las novedades científicas, y no el arduo y rutinario trabajo manual en el laboratorio. En esto,

LAS SERIES RADIACTIVAS

Lo único que se conocía hacia 1910 sobre la estructura de los átomos era que estos contenían electrones, algunos de los cuales podían desprenderse dejando al átomo cargado positivamente; o, por el contrario, el átomo podía absorber algún electrón exterior, con lo cual quedaba cargado negativamente. De hecho, hacía casi un siglo que se conocía la existencia de átomos cargados positiva o negativamente, a los que se llamaba «iones». El nuevo fenómeno de la radiactividad hablaba de un tipo distinto de emisión, mucho más energética que la simple pérdida o ganancia de electrones, e implicaba una transformación de las propiedades químicas (y no solo eléctricas) de los átomos. En la segunda mitad del siglo XIX, el químico ruso Dmitri Mendeléyev había ideado una tabla para organizar los elementos químicos entonces conocidos. Disponiéndolos horizontalmente por orden creciente de la masa estimada de sus átomos, y verticalmente según sus propiedades químicas, esta tabla de periodicidades se convirtió en unos de los instrumentos más sencillos y más útiles para el desarrollo de la química; incluso sirvió para predecir la existencia de elementos químicos hasta entonces desconocidos. Uno de los datos que la tabla proporcionaba, y del que se desconocían todas sus implicaciones, era el de la posición de un elemento según su «número atómico». Así, por ejemplo, el hidrógeno es el primero de los elementos; el carbono, el sexto; el cloro, el decimoséptimo, y el oro ocupa el lugar 79. Este número atómico (normalmente denominado Z) era determinante a la hora de entender las transformaciones por radiactividad: la emisión de una partícula α suponía la pérdida de dos ordinales en la tabla periódica (disminución de Z en dos unidades), mientras que la emisión de partículas β aumentaba en uno el número atómico Z. El sentido de todo esto estaba todavía por ver. Como ejemplo, en

Rutherford y Bohr eran polos opuestos. El primero aborrecía las grandes especulaciones y las teorías matemáticas excesivamente complejas. El segundo no tenía paciencia para pasar horas manipulando sustancias y repitiendo protocolos de experimentación una y otra vez. Quizá por eso, con el paso de los años, se forjó entre ellos una profunda amistad; también establecieron toda una serie de complicidades institucionales cuando, tras la Primera Guerra Mundial, ellos dos pasaron prácticamente a dirigir la física mundial desde Cambridge (Rutherford) y Copenhague (Bohr).

Así pues, Mánchester tampoco parecía ser, en principio, el lugar ideal para Bohr. Casi todos los investigadores allí reunidos



la tabla adjunta figura la serie radiactiva del uranio y su transformación en otros elementos hasta llegar al plomo.

se dedicaban a la física experimental y apenas había un par de personas a las que les interesara la física teórica. Pero estos dos científicos resultaron ser buenos interlocutores para los intereses de Bohr e incluso llegaron a ser figuras importantes en la canalización de las investigaciones del joven danés.

El primero era George de Hevesy (1885-1966), quien procedía de una aristocrática familia húngara y tenía un gran conocimiento de lo que se conoce como series radiactivas, es decir, los elementos de la tabla periódica que están relacionados por procesos de decaimiento radiactivo. El segundo era Charles Galton Darwin (1887-1962), al que Bohr describiría en una de sus cartas a su hermano como el «nieto del verdadero Charles Darwin», creador de la teoría de la evolución por selección natural. El joven Darwin procedía de Cambridge y, tras graduarse, había decidido buscar savia nueva en Mánchester.

A través de sus conversaciones con Hevesy, Bohr llegó a concebir que era muy probable que el origen de la radiactividad, tanto la α como la β, estuviera en el núcleo atómico que Rutherford había postulado. Bohr llegó a tener hasta cinco reuniones con Rutherford, pero este, siempre reacio a la excesiva especulación, no era partidario de que Bohr publicara tal idea. Además, ¿qué significaba que la radiactividad β, la emisión de electrones, provenía del núcleo cuando precisamente él había sugerido que el núcleo era la parte positiva del átomo? No tenía mucho sentido. Bohr aceptó sus críticas y no publicó nada al respecto.

El interés de Darwin, por su parte, se centraba en intentar entender matemáticamente la pérdida de energía de las partículas α a su paso por distintos materiales. Si Rutherford tenía razón, la mayoría de las partículas α (las que no chocaban frontalmente con el núcleo) sufrirían alguna desviación en sus colisiones con los electrones de los átomos, situados lejos del núcleo. Como los electrones son unas 8.000 veces más pequeños que las partículas α, estas colisiones solo producirían pequeñas desviaciones y ligeras pérdidas de energía. Sin embargo, entre las muchas cosas que se desconocían estaba la configuración de los electrones en el átomo. Se trataba de una cuestión importante, ya que a la hora de imaginar las colisiones entre partículas α y electrones no era

lo mismo si estos últimos estaban distribuidos de forma aleatoria, si todos estaban en la superficie externa del átomo, si se organizaban en órbitas, etc.

> «Las partículas materiales aisladas son abstracciones; sus propiedades solo se pueden definir y observar a través de su interacción con otros sistemas.»
>
> — NIELS BOHR, «TEORÍA ATÓMICA Y DESCRIPCIÓN DE LA NATURALEZA» (1934).

Los trabajos de sus dos colegas de Mánchester, especialmente los de Darwin, plantaron en Bohr la semilla de su interés por la estructura del átomo; en concreto, por la configuración de los electrones alrededor del núcleo tal y como Rutherford había postulado. Pero ¿cómo imaginar una estructura estable de los electrones alrededor del núcleo? Desde que Newton formulara a finales del siglo XVII la teoría de la gravitación para explicar las órbitas planetarias alrededor del Sol, multitud de físicos y matemáticos se habían entretenido en desarrollar la matemática que describe todos los sistemas orbitales posibles, existentes o no. En un sistema donde los cuerpos se atraen con fuerzas proporcionales a la distancia, el único sistema que no es posible es aquel en el que los cuerpos no se mueven. Si los planetas y los satélites no estuvieran en movimiento, estos se atraerían hasta caer unos sobre otros y sobre el Sol. Lo mismo sucede con los electrones en un átomo nuclear: los electrones deben moverse a grandes velocidades para evitar «caer» en el núcleo.

Como ya se ha apuntado, el movimiento de los electrones era un problema cuando su número era pequeño, pues el mismo movimiento sería causa de su pérdida de energía y su colapso en el núcleo. Pero este no fue el primer problema que Bohr afrontó. Lo que le preocupaba era cómo obtener información de los movimientos de los electrones en los átomos reales. Recordemos que no existe microscopio alguno que permita ver el interior del átomo. En el caso de la astronomía, el movimiento de los planetas no suponía un problema. Cuando Newton formuló la teoría de la gravedad, disponía de una descripción muy precisa de las órbitas

planetarias: la que Johannes Kepler había trazado unas décadas antes. Pero en el caso del átomo no parecía haber nada similar.

Con este nuevo interés por la estructura del átomo llegó el final de su primera experiencia posdoctoral y Bohr volvió a Dinamarca en el verano de 1912. En su país natal tenía diversos asuntos por resolver. El primero era conseguir un trabajo que le permitiera continuar su carrera académica. Eso no era fácil: en Dinamarca solo había una universidad y, durante su ausencia, se había producido el relevo en la cátedra de Física. Es obvio que Bohr, aunque brillante, era demasiado joven para poder aspirar a esa plaza, que fue otorgada a Martin Knudsen (1871-1949). Por el momento, lo único que consiguió fue un trabajo de docente de física para estudiantes de medicina y otras carreras.

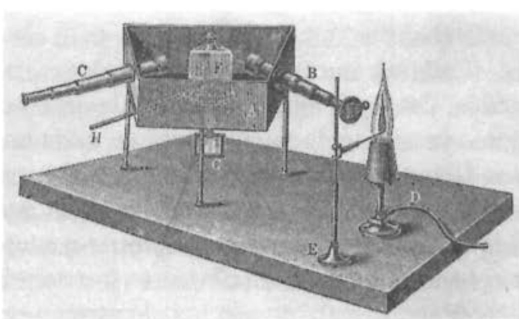
Su otro objetivo en aquel verano era el de casarse. Tras años de noviazgo con Margrethe, había llegado el momento de contraer matrimonio. La pareja se casó el 1 de agosto, en el ayuntamiento de Slagelse, en una ceremonia de apenas unos minutos oficiada por el jefe de policía. La mezcla de timidez y de hiperactividad del joven Bohr le llevó a reducir al máximo la celebración, para desespero de la madre de Margrethe, quien pretendía que la cena durara tres horas (una eternidad para Bohr). La pareja de recién casados fue de viaje de novios a Inglaterra, en concreto a Cambridge y Mánchester, donde Bohr podría seguir pensando y juntando notas sobre la estructura del átomo. Empezaba así un matrimonio en el que la física iba a formar parte del núcleo más íntimo de la familia.

EL ÁTOMO DE BOHR

En el siglo XIX, a pesar de que no todo el mundo aceptaba la existencia misma de los átomos, algunos imaginaban que estos debían tener una cierta actividad interna, posiblemente en forma de vibraciones o pulsaciones, como lo haría, por ejemplo, una pompa de jabón. Esto sucedía antes de que el electrón entrara en escena y, con él, surgiera la idea de una estructura interna del átomo. Estas especulaciones estaban provocadas por la necesidad de

LA ESPECTROSCOPIA, O ¿DE QUÉ ESTÁ HECHO EL SOL?

A pesar de que ya son varias las generaciones que han crecido dando los viajes intergalácticos por supuesto, gracias a la ciencia ficción, el hombre solo ha sido capaz de llegar a la Luna unas pocas veces. El conocimiento que se tiene de otros planetas y galaxias no es fruto de haber ido hasta allí, sino de lo que nos llega de allí. Eso es especialmente cierto si se piensa en el Sol y otras estrellas. Por muchos viajes en el hiperespacio que hagan los personajes de ficción, ni siquiera ellos se atreverían a acercarse en exceso al Sol. Entonces, ¿cómo se sabe que el Sol está compuesto fundamentalmente de hidrógeno, un poco de helio y cantidades ínfimas de algunos elementos más pesados? Ello es posible gracias a la luz que emite el astro; en concreto, a las líneas espectrales. Fue Newton el primero en darse cuenta de que la luz natural está compuesta de toda una serie de colores, los colores del arcoíris. Con el uso de un prisma observó que la luz blanca habitual era el resultado de la combinación de varias «luces» distintas, y que cada una de ellas se podía estudiar por separado. Pero no todas las luces son blancas. Si calentamos, por ejemplo, el cobre, se obtiene una luz azul verdoso; el litio proporciona una roja, y el sodio, una amarilla. Cada elemento químico tiene una tarjeta de visita propia: su luz. Así, a lo largo del siglo XIX se desarrolló la ciencia de la espectroscopia, que consistía en analizar el tipo de luz emitido por cada sustancia química. La técnica era relativamente sencilla. Primero se calentaba la sustancia a estudiar, en estado gaseoso, hasta que emitiera su luz propia. Esta se hacía pasar por un prisma que descomponía la luz, como en el caso del arcoíris. Finalmente, como esta descomposición era minúscula, se observaba a través de un microscopio el espectro obtenido —los colores—. De este modo se fue disponiendo de información cada vez más precisa del espectro de cada elemento. Una vez conocidos al detalle los espectros de los elementos propios de la Tierra, se pudieron comparar con el espectro de la luz enviada por el Sol y por otros cuerpos celestes. Así, al coincidir en gran medida el espectro de la luz solar con el del hidrógeno, se infirió que el Sol estaba compuesto fundamentalmente de este elemento.



El espectroscopio desarrollado por Gustav Kirchhoff y Robert Bunsen en 1860.

explicar el espectro de los elementos, los tipos de luz que cada elemento emite como señal de identidad propia. La teoría electromagnética de Maxwell había demostrado que la luz era una radiación electromagnética fruto del movimiento periódico de cuerpos con carga eléctrica. Por lo tanto, si los átomos emitían luz, debía existir algún tipo de movimiento en su interior.

Los electrones supusieron una nueva variable con la que jugar para explicar el espectro de los elementos químicos. Quizá la luz emitida por los átomos era el resultado de las vibraciones —u otro tipo de movimiento periódico— de sus electrones. Thomson, el alemán Johannes Stark (1874-1957) y algunos otros investigadores habían intentado, sin éxito, tener en cuenta los datos experimentales de la espectroscopia en sus especulaciones acerca de la estructura del átomo. A partir de febrero de 1913 Niels Bohr también lo hizo, aunque centrándose únicamente en el espectro del átomo de hidrógeno. En marzo ya envió a Rutherford un artículo para ser publicado en el *Philosophical Magazine*, la más joven de las revistas científicas de la época. Este artículo fue el primero de una serie de tres que publicó en 1913, los cuales cambiaron para siempre la física atómica.

Había dos problemas fundamentales relacionados entre sí con los que Bohr, y cualquiera que se propusiera explicar el espectro de los elementos a partir del movimiento de los electrones, se chocaba de bruces. El primero ya se ha apuntado anteriormente: el movimiento de los electrones implicaba, en principio, una pérdida de energía que condenaba al átomo a su propia muerte. Pero había también un segundo enigma: el hecho de que los espectros suelan ser discretos y no continuos.

Cada elemento emite unos colores, o frecuencias, determinados. Estos se visualizan normalmente en una placa fotográfica como una serie de rayas paralelas, cada una de las cuales corresponde a una frecuencia determinada. Pero si el origen de estas frecuencias, de esta luz, emitidas por los átomos estaba en algún tipo de pérdida de energía de los electrones atómicos, ¿por qué solo se observaba luz de unas cuantas frecuencias y no un continuo de luz? En otras palabras, si los electrones se iban frenando, era de esperar que en el proceso de frenado estos pasaran por todas las

energías posibles, igual que le sucede a cualquier automóvil que para bajar de 80 a 20 km/h debe pasar por todas las velocidades intermedias. Porque —al menos así se pensaba hasta entonces— la naturaleza no *debe* dar saltos.

Aquí es donde Bohr planteó una hipótesis nueva, que era algo arriesgada y no gozaba de una aceptación general entre los físicos de la época, especialmente entre los británicos: la hipótesis de Planck. A finales de 1900, y en un acto casi de desesperación, Max Planck (1858-1947), el catedrático de Física Teórica de la Universidad de Berlín había explicado un viejo problema de la radiación suponiendo que los intercambios de energía a niveles microscópicos no eran continuos, sino que se realizaban en pequeñas dosis; es decir, que la naturaleza sí parecía dar saltos. También es necesario saber que solo fue a partir de 1906, cuando un joven y casi desconocido Albert Einstein (1879-1955) usó la misma hipótesis para explicar una vieja anomalía en el calor específico de los sólidos, que algunos físicos alemanes empezaron a tomarse en serio la hipótesis de Planck.

Con estas premisas, Bohr pensó de un modo diferente. En lugar de decirle a los átomos cómo debían comportarse según las leyes de la física habitual (hoy llamada física clásica), simplemente aceptó la información que tenía, la cual procedía fundamentalmente de la espectroscopia: los átomos eran generalmente estables y, al ser calentados, emitían luz de frecuencias concretas, su propio espectro. Entonces se fijó en el caso más simple, el del átomo de hidrógeno.

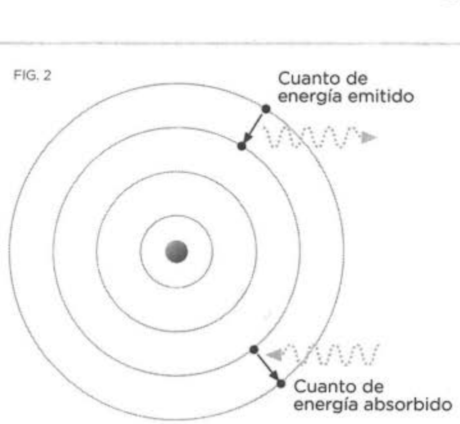
Por esas fechas se demostró que el número de electrones en un átomo determinado es igual al número atómico, Z. De este modo, el hidrógeno solo tiene un electrón; el helio, dos, y así sucesivamente. ¿Cómo imaginó Bohr la estructura del átomo de hidrógeno? El primer paso que dio fue seguir al pie de la letra la hipótesis de Rutherford y situar el núcleo, con masa y carga eléctrica positiva, en el centro, mientras que su electrón estaba en una órbita alrededor de dicho núcleo. Partiendo del hecho experimental de que el hidrógeno, como la mayoría de los elementos, es estable en condiciones normales, Bohr simplemente supuso que esa órbita era estable, y que había que olvidarse de la posible radiación que debía de emitir según las teorías clásicas.

Hay que reconocer que, *normalmente*, no es así como funciona la ciencia. Si un joven que acaba de terminar sus estudios, con solo un año de experiencia en el extranjero, es incapaz de explicar un fenómeno determinado, lo más probable es que deba seguir estudiando. Tirar por la ventana las premisas de la ciencia del momento le llevará, *en la mayoría de los casos*, a pecar de arrogancia y a dilapidar su futuro científico. De hecho, si Bohr se hubiese limitado a lo explicado en el párrafo anterior, la suya habría sido solo una conjetura sin mucho fundamento. Pero la física teórica no consiste solo en imaginar modelos, sino en utilizarlos para calcular y comparar esos cálculos con los datos de laboratorio. Eso es lo que hizo Bohr y, con ello, su modelo dejó de ser una especulación y pasó a ser una predicción.

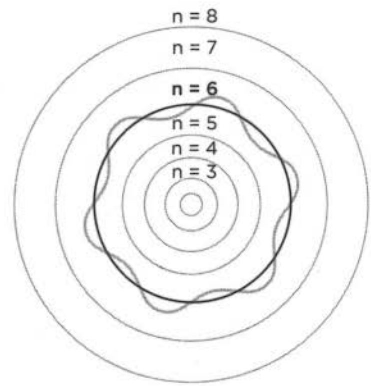
Para obtener el espectro de un elemento químico determinado hace falta calentarlo; en otras palabras, suministrarle energía. Ese exceso de energía dentro de la estructura del átomo se traduce en que el electrón será capaz de orbitar a mayor distancia del núcleo (de hecho, si se le proporcionara demasiada energía, ¡incluso podría salir disparado del átomo y dejar al núcleo solo!). Al poco tiempo, el electrón excitado volvería a su estado inicial, a su estado fundamental, soltando la energía excedente en forma de radiación: la radiación que se observa en el espectro (figura 2).

Hasta aquí lo único que Bohr estaba haciendo era imaginar el átomo como un sistema planetario en el que el planeta (el electrón) tenía un estado privilegiado e intocable: su estado fundamental. El salto inesperado fue el de las órbitas excitadas. Bohr propuso que los electrones solo podían ocupar unas órbitas concretas, con energías determinadas, y que les estaba vetada cualquier posición intermedia. Por poner una analogía visual: el átomo se comportaba como una escalera y no como una pendiente; los electrones únicamente podían estar en los escalones y nunca en

FIG. 2



ÁTOMOS COMO SISTEMAS SOLARES



Bohr no fue el primero en introducir la constante de Planck para explicar el átomo. En 1912 un astrónomo de Cambridge, John William Nicholson (1881-1955), sugirió que quizá los electrones orbitaban alrededor de un núcleo supuestamente positivo en órbitas cuyo momento angular era un múltiplo de la constante de Planck. Dado que Nicholson era un astrónomo, no es de extrañar que imaginara el interior de los átomos como pequeños sistemas solares, incluso antes de los experimentos de Rutherford. Los electrones también vibrarían con frecuencias múltiplos de la misma constante, como indica la figura. Por explicarlo con una analogía: imaginemos un tiovivo en el que nos movemos en círculo y a la vez oscilamos periódicamente de arriba abajo; imaginemos también que en el punto de inicio del circuito hay una puerta por la que pasamos cada vez que damos una vuelta entera. De este modo, es esencial que nuestras vibraciones verticales estén en fase con el movimiento rotacional; es decir, que cada vez que cerramos un círculo nuestra vibración vertical nos sitúe en la posición inicial y, por tanto, podamos pasar por la puerta. Para algunos contemporáneos, los modelos de Bohr y Nicholson parecían similares e incluso se habló del modelo Bohr-Nicholson. Pero no es así. En el caso del modelo del astrónomo, la radiación del espectro era debida a la vibración de los electrones dentro de la órbita. De ser eso cierto, no habría ningún motivo por el cual no pudiera haber otras órbitas con otras vibraciones. En el modelo de Bohr, sin embargo, no era la vibración de los electrones dentro de la órbita lo que causaba la radiación del espectro, sino el paso de una órbita a otra. La diferencia es importante porque, en el caso de Bohr, el concepto de órbita deja de ser fundamental y es la transición de un nivel de energía a otro lo que gana relevancia. Y esto está en la raíz misma de los postulados de la mecánica cuántica.

lugares intermedios. Y aquí es donde el científico danés introdujo la constante de Planck: la distancia entre «escalones», entre órbitas, debía ser un múltiplo de esta constante. De este modo, los electrones solo podían ocupar órbitas de energías tales que su diferencia fuera un múltiplo de la constante de Planck.

Con este modelo, Bohr consiguió el espectro del átomo de hidrógeno, que hacía ya décadas que se conocía a la perfección. Cada línea del espectro (cada frecuencia de luz emitida) correspondía al paso de un electrón de una órbita a otra inferior. Con esto, el modelo de Bohr dejaba de ser una mera especulación, al estilo de las que solía proponer Thomson, para convertirse en un modelo con poder predictivo. Era la primera vez que un modelo atómico explicaba cuantitativamente (y no solo cualitativamente) el detalle del espectro del átomo de hidrógeno.

Evidentemente, no todo el mundo aceptó este modelo. En 1913 no hubo celebraciones, ni seminarios dedicados al átomo de Bohr, ni la noticia salió en los periódicos o las revistas populares. Y es que, a pesar de su poder predictivo y de su precisión matemática, el átomo de Bohr contradecía muchos de los postulados de la física del momento. ¿Por qué los electrones solo podían estar en unas órbitas determinadas? ¿Por qué se declaraba imposible que un electrón se quedara a mitad de camino entre dos órbitas? ¿Cuál era el *mecanismo* que obligaba a los electrones a comportarse de esta manera? ¿Qué restricciones les impedían moverse por donde quisieran dentro del átomo? Por compararlo con el sistema solar: aunque no hay ningún planeta entre la Tierra y Venus, o entre Venus y Mercurio, las leyes de Newton no impiden, *a priori*, que exista esa posibilidad. La falta de tal planeta es meramente una contingencia, fruto de cómo se han acomodado los planetas existentes alrededor del Sol. Pero lo que Bohr estaba diciendo era que los electrones no podían ocupar otras órbitas que las establecidas por su relación cuántica. Ni siquiera tenía sentido preguntarse sobre el paso de una órbita a otra: los electrones estaban en una o en otra, ¡nunca estaban a mitad de camino entre las dos!

El mismo Rutherford, al recibir el manuscrito, y antes de enviarlo para su publicación, le manifestó a Bohr:

> Se me ocurre una dificultad seria en tu hipótesis que seguro que no se te escapa. ¿Cómo decide un electrón a qué frecuencia va a radiar para pasar de un estado estacionario a otro? Es como si [...] el electrón supiera con anterioridad a qué nivel se va a detener.

Aunque volveremos a esta cuestión en el capítulo siguiente, lo que Bohr estaba diciendo en su artículo es que debíamos olvidar la pregunta acerca del *proceso de transición* de una órbita a otra. Esa pregunta dejaba de tener sentido porque presuponía una física continua, y lo que Bohr mantenía, siguiendo a Planck y Einstein, es que la naturaleza, al menos a nivel de los átomos, actúa a saltos. Precisamente por eso la mayoría de los físicos, primero en Inglaterra y después en Alemania, concretamente en Gotinga y Múnich, tacharon la teoría de Bohr de pura suerte numerológica. A pesar de que los números cuadraban, abandonar la pregunta sobre el proceso de emisión podía ser un síntoma de pereza intelectual. La física no debía conformarse con coincidencias numéricas y debía poder imaginar los procesos mecánicos que causaban los fenómenos. El cambio de mentalidad que Bohr pedía, que Einstein aplaudía y que Planck había introducido muy a su pesar, parecía ir en contra de la misma física y de la indagación de las causas materiales de los fenómenos físicos.

MÁNCHESTER-COPENHAGUE: DOS VIAJES DE IDA Y VUELTA

En el otoño de 1913, Bohr tenía un trabajo muy inestable, ya que daba clases de introducción a la física a estudiantes de medicina. Además, como ya se apuntó anteriormente, hacía poco que se había concedido la única cátedra de Dinamarca dedicada a esta materia al profesor Knudsen, con lo cual era muy difícil, salvo algún imponderable, que esa misma cátedra quedara vacante en un futuro próximo. Lejos de desanimarse, Bohr optó por proponer a la Universidad de Copenhague la creación de una nueva cátedra, que estaría dedicada a la física teórica. Esta propuesta era algo disparatada. En el siglo XIX todas las universidades del mundo solían tener una única cátedra por disciplina (una para física, otra para química, etc.). Al profesor que ocupaba la cátedra le asistían una serie de profesores ayudantes y lectores que, si deseaban progresar en su carrera académica, debían esperar

a que el cátedro de su universidad, o de otra, se jubilara y dejara libre una vacante.

Pero las ciencias no son estáticas y en muchas ocasiones el sistema universitario debe adaptarse —a veces con grandes reticencias— al surgimiento de nuevas disciplinas y subdisciplinas. Eso es lo que sucedió en Alemania, en la segunda mitad del siglo XIX, con la creación de algunas cátedras nuevas para una subdisciplina a caballo entre la matemática y la física: la física teórica. Bohr decidió que había llegado el momento de que la Universidad de Copenhague estableciera una nueva cátedra, ¡y que se la ofrecieran a él, que apenas tenía veintisiete años! Esa era la confianza que Bohr tenía en sí mismo, una confianza apoyada por las cartas de recomendación de muchos profesores de Copenhague y de figuras de fama internacional como su mentor en Mánchester, Ernest Rutherford.

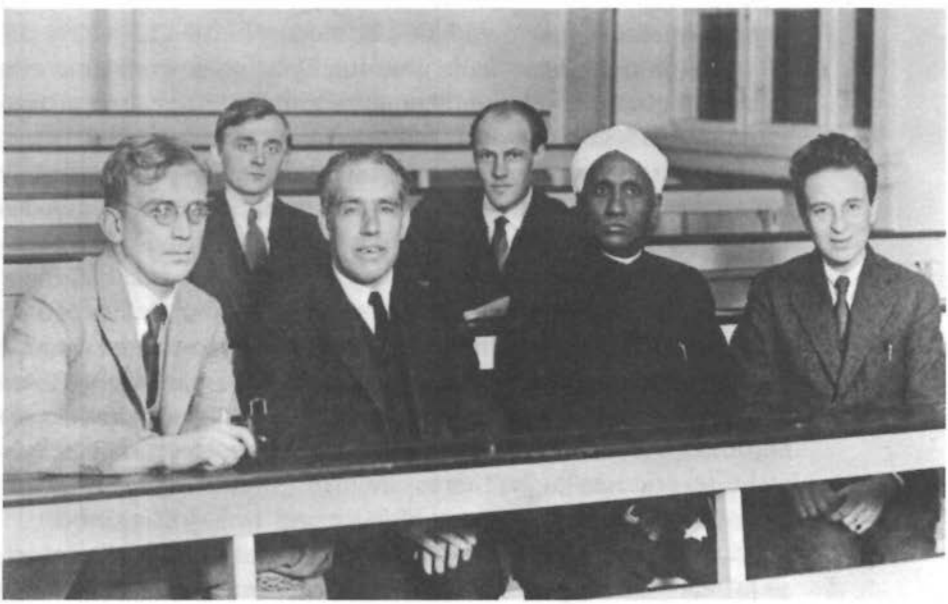
Sin embargo, esa cátedra tuvo que esperar, aunque se le planteó una nueva opción: ocupar una plaza temporal de lector en la Universidad de Mánchester, puesto que Rutherford le ofreció para el curso 1914-1915. Así, Bohr regresó a la ciudad donde se había gestado su teoría atómica..., pero en un mal momento. El 28 de junio de 1914 el archiduque Francisco Fernando, heredero al trono de Austria-Hungría, fue asesinado en Sarajevo, detonando lo que muchos llevaban tiempo temiendo: una guerra a gran escala que enfrentó a casi todas las potencias europeas. Dinamarca se mantuvo formalmente neutral, con lo que Bohr pudo acceder al puesto que le habían ofrecido en Mánchester. Pero el ambiente en aquella universidad se volvió lúgubre.

Esperando que el conflicto durara solo unas semanas, muchos jóvenes se alistaron en el ejército y las universidades quedaron vacías. La masacre en las trincheras fue inesperada, y pronto se vio que la guerra iba a prolongarse mucho más de lo que todos pensaban. Los jóvenes científicos británicos que habían partido al frente fueron reclamados de vuelta a casa para colaborar en el Board of Invention and Research (Comité de Invenciones e Investigación) con el fin de desarrollar nuevas armas y mejorar la logística bélica. El Comité estaba dirigido por Thomson, quien coordinaba todos los trabajos. Rutherford se centró en buscar métodos para detec-



FOTO SUPERIOR:
Niels Bohr junto a su esposa Margrethe Norlund montados en una motocicleta. La fotografía fue tomada hacia 1930.

FOTO INFERIOR:
Una instantánea tomada en el Instituto de Física Teórica de Copenhague (hoy Instituto Niels Bohr). De izquierda a derecha, George Gamow, C.C. Lauritsen, Niels Bohr, E.K. Rasmussen, Chandrasekhara Raman y Oskar Klein.



tar los temidos U-Boats alemanes, los primeros submarinos, meta que consiguió gracias al eco de ondas sonoras (el sónar). Como extranjero, Bohr no podía trabajar en asuntos relacionados con la guerra, por lo que pudo centrarse en sus investigaciones e intentar perfeccionar su modelo atómico. Paradójicamente, la guerra les confirió, a él y a su esposa Margrethe, uno de los períodos más tranquilos de su vida.

En la primavera de 1916 Bohr recibió la noticia de que el Gobierno danés había finalmente aprobado la creación de la cátedra de Física Teórica en la Universidad de Copenhague y los Bohr decidieron volver a su tierra natal. Al ser un nombramiento real, todo nuevo profesor debía entrevistarse con el rey. Este acto oficial fue en cierto modo similar a su primer encuentro con Thomson unos años antes. El rey se dirigió a Bohr mencionando su pasión por el fútbol: «Así que usted es también un famoso jugador de fútbol», dijo el monarca; a lo que Bohr contestó inmediatamente que no, que eso no era correcto, que el famoso jugador de fútbol era su hermano Harald. Evidentemente el protocolo no contemplaba este tipo de respuestas y la entrevista llegó abruptamente a su fin. Una vez más, la preocupación de Bohr por la precisión absoluta le ponía en una situación social incómoda.

Con un optimismo nada gratuito, Bohr no se conformó con su cátedra, sino que inmediatamente pidió a la universidad que se creara un instituto de física teórica que también incluyera instalaciones para experimentos en radiactividad, espectroscopia y algunos otros temas de actualidad. En su carta a las autoridades universitarias Bohr explicaba lo que muchos físicos de su momento ya percibían:

> Mientras hasta ahora había buenas razones para suponer que las llamadas mecánica y electrodinámica clásicas constituían una base sólida para nuestras ideas científicas, [...] últimamente se ha demostrado que esta base teórica falla totalmente en aspectos fundamentales.

La física estaba en crisis y había que reformular sus principios más básicos, para lo cual Bohr afirmaba necesitar no solo de

uno o dos asistentes, sino de todo un instituto que fuera como la *fábrica* o el *motor* de la nueva física. El plan fue aprobado, y el científico consiguió el dinero, público y privado, para la construcción del Instituto de Física Teórica de Copenhague, que hoy en día sigue ocupando el mismo emplazamiento (aunque desde 1965 con el nombre de Instituto Niels Bohr). Todo fue muy deprisa: la aprobación, la construcción, la inauguración, que tuvo lugar en 1921, y la matriculación de los primeros alumnos de doctorado, a pesar de la inestabilidad social, económica y política que recorrió Centroeuropa tras el fin de la Primera Guerra Mundial y que también hizo mella en Dinamarca.

Por otra parte Bohr no dejaba de recibir invitaciones: para ir a Berkeley, para volver a Mánchester, para dar cursos de física atómica en las universidades alemanas de Gotinga y Múnich. Todo esto llevó a Bohr al borde de sus fuerzas y tuvo que tomarse unos meses de descanso a principios de 1921 con el fin de que el agotamiento no llegara a un punto de no retorno.

EL MODELO BOHR-SOMMERFELD

Podría pensarse que la física del átomo se paró totalmente durante la guerra, ya fuera porque la mayoría de los investigadores se tuvieron que ocupar de otras cosas o porque Bohr estaba dedicado a la fundación del Instituto de Física Teórica de Copenhague. En parte esto fue así, pero solo en parte. Como se ha visto, Bohr no pudo dedicarse en Mánchester a la «física de guerra» debido a su ciudadanía danesa, pero otros científicos tampoco pudieron realizar ninguna aportación al conflicto armado, básicamente porque sus conocimientos eran de escasa utilidad para cualquier Ministerio de Defensa. Este fue el caso de Max Planck, que estaba especializado exclusivamente en física teórica, y también el de Arnold Sommerfeld (1868-1951), catedrático de Física Teórica de Múnich.

Durante la guerra, Sommerfeld siguió dedicándose a la docencia, a la investigación fundamental y a la divulgación de la física (incluso dando conferencias a los soldados durante sus permisos).

El científico había dedicado gran parte de su carrera a entender el origen de las líneas espectrales de los distintos átomos. De ahí que fuera uno de los primeros en ser consciente tanto de las potencialidades del modelo de Bohr como de sus limitaciones. La principal limitación era que Bohr solo podía explicar el átomo más simple, el de hidrógeno, y únicamente en una primera aproximación. De hecho, hacía ya un par de décadas que se conocía la denominada «estructura fina del espectro»: cada línea aparece doble, y esto no lo explicaba el primer modelo de Bohr.

Para mejorarlo, Sommerfeld introdujo dos modificaciones interconectadas. Primero hizo una analogía con las órbitas planetarias del sistema solar e imaginó que las órbitas de los electrones no tenían por qué ser necesariamente circulares, sino que podían ser elípticas. De hecho, la matemática que describe las posibles órbitas de un cuerpo alrededor de un centro por la atracción de una fuerza central inversamente proporcional a la distancia (como en el caso de la gravitación o de la fuerza electrostática) predice que estas órbitas son, en general, elípticas; las órbitas circulares son solo un caso particular de la elipse. Además, Sommerfeld introdujo una segunda condición cuántica a la excentricidad de las elipses: igual que el salto de una órbita a otra en el modelo de Bohr solo estaba permitido si la energía entre las dos órbitas era un múltiplo de la constante de Planck, únicamente se debían permitir las órbitas elípticas cuya excentricidad (cuya «elongación») se correspondiera con una órbita con momento angular múltiplo de la constante de Planck.

Igual que sucede con los planetas y, especialmente, con los cometas, un cuerpo orbitando elípticamente alrededor de una fuerza central (el Sol o el núcleo atómico) experimenta una mayor velocidad cuando se acerca al centro que cuando está lejos de él. Por ejemplo, el movimiento de traslación de la Tierra es más rápido durante el invierno del hemisferio norte, cuando se está más cerca del Sol, y más lento en verano. Sommerfeld tuvo esto en cuenta y lo relacionó con la teoría de la relatividad general de Einstein, que entonces todavía estaba en discusión. Según Einstein, el comportamiento de los cuerpos cargados eléctricamente sufría variaciones al ser acelerados o decelerados. De ahí que, al considerar órbitas elípticas, Sommerfeld fuera capaz de entender por qué las líneas

FIG. 3

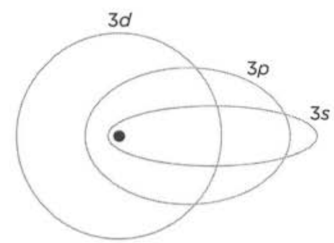
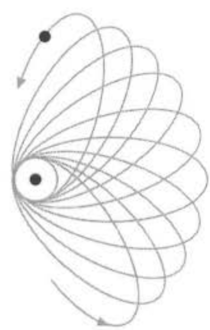


FIG. 4



espectrales aparecían siempre en dobletes o en tripletes: para un mismo nivel de energía (número cuántico n) podía haber diversos comportamientos (número cuántico l) debido a las diversas excentricidades.

Además, estas órbitas elípticas no eran estáticas, sino que su eje iba girando (a esto se le llama «movimiento de precesión», como en el caso de una peonza), lo cual introdujo otro número cuántico. Sommerfeld sugirió que este movimiento de precesión también se regía por saltos cuánticos; es decir, que no todas las posiciones de las órbitas eran posibles, sino solo aquellas cuyo giro fuese un múltiplo de la constante de Planck. De este modo se pasó de un solo número cuántico en el modelo inicial de Bohr a tres: los correspondientes al salto de energía, a la excentricidad de la órbita y al movimiento de precesión.

Todas las órbitas de la figura 3 (designadas como s, p y d) tienen la misma energía, pero distintas excentricidades. Debido a estas, la velocidad de los electrones varía y, según la relatividad especial, también lo hace su comportamiento, dando lugar a un nuevo número cuántico y, por lo tanto, a una duplicidad o triplicidad de las líneas espectrales de un determinado nivel energético. Por último, cada órbita excéntrica (figura 4) puede ir girando sobre su plano de giro, dando lugar a un tercer grado de libertad, al cual se asoció un tercer número cuántico.

El interés de Sommerfeld durante gran parte de su carrera fue la comprensión de las líneas espectrales. De ahí que su gran libro, en el cual presentaba sus mejoras al átomo de Bohr, se llamara *Atombau und Spektrallinien* («La construcción del átomo y las líneas espectrales»). Su texto, que tuvo hasta cinco ediciones entre 1919 y 1929 —cada una de las cuales iba aumentando en grosor y contenidos—, se convirtió para muchos físicos en la fuente de sus conocimientos sobre física cuántica.

CAPÍTULO 3

Catalizador del mundo cuántico

De la introducción de la constante de Planck en la estructura del átomo, Bohr generalizó el denominado «principio de correspondencia», que ponía en relación la física tradicional con los nuevos principios cuánticos. Pero esta continuidad entre ambos modos de hacer física se vino abajo a mediados de la década de 1920, dando lugar a un giro dramático en la idea misma de qué es la física. Gran parte de los acontecimientos se desarrollaron bajo la tutela de Bohr y originaron lo que se conoce como el «espíritu de Copenhague».

La Primera Guerra Mundial terminó en noviembre de 1918. El Tratado de Versalles, firmado el junio siguiente, transformó el mapa de Europa central hasta hacer irreconocible la faz del Viejo Continente, sancionando la total desaparición del Imperio austrohúngaro y la humillación de Alemania. El boicot económico, político y cultural que los vencedores ejercieron sobre los vencidos tuvo aires de revancha y no de paz. Muchos científicos británicos y franceses creían un deber patriótico poner fin a la comunicación con la ciencia germana: se cancelaron suscripciones a revistas alemanas y se suspendió la participación de los investigadores alemanes en los congresos británicos y franceses. Una primera excepción a esta regla fueron las observaciones astronómicas que el británico Arthur Eddington (1882-1944), cuáquero y pacifista, realizó en 1919 confirmando la teoría de la relatividad general de Einstein, físico de origen alemán.

Dado que Dinamarca se había mantenido neutral en el conflicto, Bohr vio en esta coyuntura la posibilidad de convertir su recién construido Instituto de Copenhague en el centro mundial de la física teórica, un lugar donde científicos de ambos bandos podían reunirse sin levantar suspicacias patrióticas. Además, al ser una institución de nueva creación, Bohr la conformó a su imagen y semejanza: estableció un centro sin jerarquías, donde el debate y el intercambio de ideas era constante, donde se conjugaba el

clima jovial de unos científicos mayoritariamente más jóvenes que el propio Bohr con la obligación de poner en entredicho cualquier idea y llegar hasta el final de los problemas. Gracias a los capitales donados por las fundaciones Carlsberg (danesa) y Rockefeller (estadounidense), Bohr podía invitar a quien quisiera a permanecer en el Instituto unos días, unos meses o unos años.

El Instituto de Copenhague aún tuvo un motivo más para convertirse en el centro mundial de la física teórica: en otoño de 1922 Bohr recibió el premio Nobel. El año anterior, la Academia de Suecia no se había pronunciado y había preferido deferir un año el anuncio del premio Nobel de 1921. Esto benefició a Bohr, ya que su premio fue anunciado a la vez que el de 1921, que recayó en

J.C. JACOBSEN Y LA FUNDACIÓN CARLSBERG



La carrera de Niels Bohr está íntimamente ligada a la cerveza. No es que el físico tuviera problemas con el alcohol, sino que la Fundación Carlsberg —una de las sociedades filantrópicas en favor de la ciencia más antigua de Europa— estuvo siempre detrás de los proyectos del científico. Jacob Christian Jacobsen, propietario de la mayor cervecera de Dinamarca, creó esta fundación en 1876 con un capital inicial de un millón de coronas danesas, cantidad que pronto fue aumentando. Se estableció entonces que una parte fundamental de las acciones de la fundación debían ir encaminadas al fomento de las ciencias en Dinamarca. La magnífica mansión de Jacobsen en las afueras de Copenhague también fue donada a la fundación, con el propósito de que fuera la residencia vitalicia del danés que el comité ejecutivo estimara más influyente en las ciencias o las artes del momento. Niels Bohr ocupó esta mansión desde 1932 hasta su muerte en 1962. En 1995 el edificio cambió de función y hoy es un centro de conferencias.

Albert Einstein (Bohr recibió el galardón por sus trabajos sobre la estructura atómica y la radiación, y Einstein, por su interpretación del efecto fotoeléctrico). La coincidencia fue beneficiosa porque los premios Nobel aún no eran el fenómeno mediático en el que se convirtieron más adelante. Además, en sus primeras ediciones, la Academia de las Ciencias no siempre había primado el valor del trabajo de los galardonados, sino que en ocasiones había utilizado el premio para llamar la atención sobre la capacidad científica de Suecia. Como Einstein ya era por entonces un fenómeno mediático, el anuncio del premio Nobel atrajo la atención de los periodistas, aunque la noticia era que al físico alemán se le había otorgado un gran premio, no que este premio fuera el Nobel. En cualquier caso, el nombre de Niels Bohr apareció entonces en la prensa internacional como receptor del mismo premio que se había concedido a Einstein.

Tras el Nobel, Bohr empezó a recibir numerosos honores y premios desde los más diversos países. Asimismo, se le hicieron ofertas tentadoras para que aceptara cátedras en otros lugares más relevantes que la pequeña Dinamarca. Desde Berlín, una vez se calmaron las aguas de la posguerra, Max Planck le hizo saber que la Academia de las Ciencias alemana estaba dispuesta a ofrecerle una cátedra parecida a la que tenía entonces Einstein: muy bien pagada y sin más obligaciones que hacer lo que quisiera. También la Royal Society de Londres le ofreció una cátedra con un salario que triplicaba el que tenía en Copenhague, además de una buena suma para instalar su propio centro de investigación en el lugar de Inglaterra que prefiriera. Esta última oferta era la más apetecible: trabajar codo con codo con su buen amigo y admirado maestro Ernest Rutherford, que se había convertido en el director del Cavendish, era más que tentador. Sin embargo, la lealtad a su ciudad y a su país fue más fuerte y Bohr se quedó en Dinamarca.

Prácticamente desde su inicio, el Instituto no solo fue el teatro de operaciones académico de Bohr, sino también el centro de su vida familiar. Niels y Margrethe convirtieron las dos plantas superiores del regio edificio en su vivienda particular, borrando así las fronteras entre lo profesional y lo familiar. Allí vivió la pareja con los hijos que iban llegando: Christian, el primero, en 1916, Hans

Henrik en 1918, Erik en 1920, Aage Niels en 1922, Ernest David en 1924 y el benjamín, Harald, en 1928. Esto significa, como recordaría uno de ellos, que los niños tuvieron muchos «tíos»: el tío Kramers, el tío Klein o el tío Heisenberg eran como parte de la familia.

EL PRINCIPIO DE CORRESPONDENCIA

Niels Bohr y Arnold Sommerfeld estaban trabajando en la explicación de los espectros atómicos a partir del modelo atómico cuántico. Lo que en 1913 había sido solo la introducción de una restricción a los posibles saltos entre distintas órbitas atómicas (circulares en el modelo inicial) se había ido complicando hasta introducir dos limitaciones más: una a la posible excentricidad de las órbitas electrónicas y otra al movimiento de precesión de dichas órbitas. El átomo de Bohr-Sommerfeld, tal como se le designaba, ofrecía resultados bastante satisfactorios en la predicción del espectro de átomos relativamente sencillos.

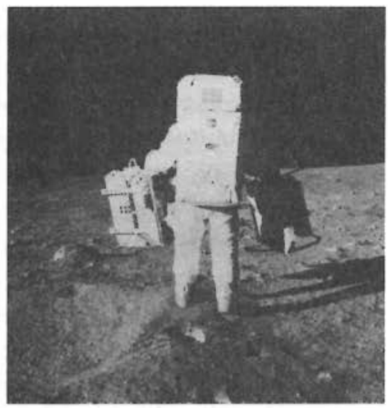
Pero eran muchos los que no estaban contentos con estas novedades. El principal escollo era que Bohr no podía dar ningún motivo que justificara su modelo. Es decir, los saltos de energía y la forma de las órbitas electrónicas estaban limitados por la constante de Planck, pero, ¿por qué? Parecía una hipótesis totalmente *ad hoc* y aleatoria, sin justificación alguna. Por ejemplo, el físico vienés Paul Ehrenfest (1880-1933) manifestó en 1913 que si la física iba a proceder de este modo, más le valía abandonar tal disciplina. Y tras el éxito experimental de las modificaciones introducidas por Sommerfeld, Ehrenfest le escribió:

> Aunque sigo pensando que es horrible que estos éxitos estén contribuyendo a consolidar el monstruoso modelo de Bohr hacia nuevos triunfos, os deseo mucha suerte con el desarrollo de la física en Múnich.

Entre los insatisfechos con el nuevo modelo figuraba el propio Bohr. Su idea de la física se basaba en conseguir formular principios básicos y fundamentales que explicaran el mayor nú-

mero de eventos posible. Él no era un investigador experimental; no se conformaba con la explicación o el descubrimiento de un fenómeno concreto, sino que necesitaba principios sobre los que fundamentar la ciencia. Y su modelo atómico no cumplía con esta premisa; de hecho, se pasó tres años sin publicar nada precisa-

¿FÍSICA CLÁSICA O FÍSICA CUÁNTICA?



El hombre llegó a la Luna en 1969 sin necesidad de aplicar ninguno de los principios cuánticos o relativistas.

Estos dos términos pueden llevar a engaño por dos motivos, uno histórico y otro científico. Obviamente, los físicos del siglo XIX y principios del XX nunca se refirieron a sí mismos como físicos «clásicos». Solo había una física, la que ellos hacían, que continuaba la línea trazada en los tiempos de Newton, aunque, al mismo tiempo, tal disciplina se hallaba en constante desarrollo. De este modo, por ejemplo, la ciencia del electromagnetismo no tuvo un marco definitivo hasta los trabajos de James C. Maxwell en la década de 1870, y después de esa fecha el trabajo de muchos físicos consistió precisamente en desarrollar ese marco; de hecho, fue ese desarrollo el que puso de manifiesto sus limitaciones y sus contradicciones internas, creando el espacio para que emergieran la relatividad y la física cuántica. Así pues, es un error pensar que la «física clásica» era un estado perfectamente definido, estable y sin transformaciones internas, y que se vio sustituida por otro corpus —la física cuántica— perfectamente definido y estable. Desde el punto de vista de la ciencia actual, también es importante señalar que la existencia de «dos» físicas —la clásica y la cuántica— no es una contradicción, ni tampoco implica que la primera esté anticuada y, por tanto, deba ser desechada. La mayoría de los fenómenos que conocemos y con los que nos enfrentamos en la vida cotidiana son perfectamente explicables y predecibles por la llamada «física clásica». Los efectos cuánticos solo aparecen en el reino de lo muy pequeño y de las altas energías, de modo que su manejo no es relevante en el trabajo de gran parte de científicos e ingenieros.

mente a causa de este descontento. Necesitaba entender mejor el porqué y darle una fundamentación matemática y física que, por el momento, no podía encontrar.

«Toda descripción de los procesos naturales debe basarse en conceptos formados, en primera instancia, en la física clásica.»

— Niels Bohr.

Su propuesta llegó en un largo artículo, publicado en tres partes, las dos primeras en abril y octubre de 1918, y la tercera, tres años después, en 1922. Los manuscritos muestran que Bohr escribió las tres partes de este artículo en 1916 y que apenas introdujo modificaciones relevantes antes de su publicación. Pero necesitaba meditar y contrastar su planteamiento, y estar totalmente seguro de que lo que había escrito era realmente lo que quería decir. Era su modo habitual de proceder, actuando con una minuciosidad que a veces exasperaba a sus colaboradores cercanos y desconcertaba al resto de científicos. Además, los años de la guerra y la inmediata posguerra no eran el mejor momento para un debate abierto sobre los fundamentos mismos de la física.

La pregunta fundamental que Bohr se hacía en aquel momento era cómo *deducir* las reglas cuánticas que rigen la estructura atómica a partir de los postulados de la física tradicional. Hacemos hincapié en la palabra «deducir», ya que ese era el quicio de su aproximación; es decir, el problema no era solo la interpretación de los hechos experimentales, sino cómo deducir tales interpretaciones a partir de la física clásica, la que, desde tiempos de Newton, había demostrado ser válida para todos los fenómenos hasta entonces estudiados por la física.

Su respuesta a este problema es lo que se llamó el «principio de correspondencia», el cual guió la emergente física cuántica en los primeros años de la década de 1920. El punto fundamental de este principio era que debía haber una relación de continuidad entre el mundo clásico y el mundo cuántico.

Esta continuidad se manifestaba en dos sentidos. En primer lugar, cualquier teoría específica válida para la descripción de la

radiación a niveles subatómicos debía ser tal que, al aplicar números cuánticos grandes, se obtuviera el mismo resultado que con la física clásica. En sentido inverso, el principio de correspondencia implicaba que el punto de partida para la formulación de modelos que predijeran la radiación subatómica debían ser las leyes de la física clásica y que solo una vez que el modelo estuviera formulado se le añadía la condición de cuantización.

«Cuantizar» consiste en imponer la condición de que las magnitudes clásicas, como la energía o el momento angular, deben ser múltiplos de la constante de Planck. En definitiva, esto era lo que había hecho Bohr con su modelo atómico de 1913 y los intercambios de energía al saltar los electrones de una a otra órbita; planteamiento que Sommerfeld había extendido a la excentricidad de tales órbitas y al momento angular de su precesión. Para no repetir los mismos tres casos, veamos cómo se aplica el principio de correspondencia a un problema clásico aleatorio, el del oscilador armónico.

Imaginemos un oscilador armónico clásico; por ejemplo, un muelle en oscilación. La energía de dicho muelle depende de su amplitud (A), de su masa (m) y de su frecuencia angular de oscilación (ω) de la siguiente forma:

$$E = \frac{m\omega^2 A^2}{2}.$$

En cambio, para un oscilador cuántico, el mismo proceso por el cual se llega a esta ecuación —una vez introducida la condición de cuantificación (es decir, la constante de Planck)— es de la forma:

$$E = (n + 1/2)\hbar\omega,$$

donde n es el número cuántico (0, 1, 2, 3); $\hbar$, un múltiplo de la constante de Planck, conocida como «constante reducida de Plank» (concretamente $\hbar = h/2\pi$), y ω, la frecuencia angular de oscilación.

Lo que el principio de correspondencia requiere es que, para números cuánticos altos, el resultado de la expresión cuántica debe coincidir con el que proporciona la fórmula clásica. Esto se

puede ver fácilmente igualando las dos expresiones y viendo que para n del orden de 10^{33} ambas expresiones coinciden. Para hacerlo más intuitivo, veamos el siguiente ejemplo: en un muelle de 1 kg a una frecuencia angular de 1 rad/seg y con una amplitud de 1 m, la diferencia energética entre dos niveles consecutivos de energía será del orden de 10^{-34} julios, que es una energía totalmente despreciable a nivel macroscópico.

En este punto surge una duda. ¿Es el principio de correspondencia realmente un principio del estilo que Bohr buscaba? Porque parece más una manera elegante de consolidar la introducción de un elemento *ad hoc* —la constante de Planck— en los modelos clásicos. Y, realmente, lo es. Aunque el principio de correspondencia se usó, y se sigue usando, para calcular espectros de radiaciones de los más diversos fenómenos cuánticos, su estatus científico-filosófico es problemático, ya que no *deduce* la constante de Planck, sino que la impone; con condiciones, pero la constante se impone desde fuera del modelo clásico.

CRISIS DE LA PRIMERA FÍSICA CUÁNTICA

En los textos de historia de la física cuántica suele hablarse de dos períodos, diferenciando la «vieja» y la «nueva» física cuántica. El principio de correspondencia pertenece a la primera, cuya característica principal era el constante intento de mantener una estrecha conexión entre el mundo cuántico y el clásico. Uno de esos vínculos era la posibilidad de imaginar modelos para representar los datos físicos. Recuérdese que el gran salto de Bohr a la hora de formular su modelo atómico consistió en dejar de pensar que la radiación de los electrones era fruto de sus movimientos dentro de una órbita determinada (como mandaba la electrodinámica clásica) y plantear que la energía emitida era resultado del salto de una órbita a otra. En ambos casos, sin embargo, se mantenían dos conceptos centrales: el de órbita y el de modelo atómico.

Ahí estaba el gran vínculo con la tradición de la física clásica. «Explicar» significaba imaginar un modelo que diera cuenta de

los fenómenos observados. En el caso del átomo, los físicos anteriores a Bohr creían que, aunque la información que se obtenía del átomo era muy indirecta (por ejemplo, a través de las líneas espectrales), el objetivo de la ciencia era conocer el átomo por dentro, disponer de un modelo en miniatura de los átomos que fuese prácticamente como una fotografía de los mismos. La discontinuidad cuántica —el hecho de que en el mundo de lo muy pequeño los intercambios de energía fueran discretos— era un primer toque de atención a la imposibilidad de imaginar el mundo de lo muy pequeño como si fuese simplemente una miniatura del mundo a escala humana. Esta mentalidad había funcionado en el siglo XVII, con la utilización de los primeros microscopios, e incluso había sido una gran herramienta de trabajo en el desarrollo de la mecánica estadística. Esa continuidad no iba a ser válida en el mundo cuántico, aunque en 1923 Bohr solo empezaba a ser consciente de ello.

De hecho, tras los éxitos cosechados por el modelo atómico de Bohr-Sommerfeld, su aplicación a un número cada vez mayor de casos concretos y el desarrollo experimental de la espectroscopia hasta detalles insospechados, las anomalías y los fenómenos no explicados fueron acumulándose hasta hacer la situación insostenible. Muchos físicos empezaban a intuir que la física se hundía y que había que replantearse todos sus fundamentos desde cero.

Dos de las anomalías más persistentes fueron las que presentaban el átomo de helio y su estructura, y la que caracterizaba al entonces denominado «efecto Zeeman anómalo». Cuando Dmitri Mendeléyev ideó su tabla periódica de los elementos no había ninguna evidencia fiable de la existencia de los gases nobles. Estos se llaman así porque normalmente no reaccionan con ningún otro elemento. Fue solo a principios del siglo XX, con el descubrimiento del helio y el argón, que se vio la necesidad de introducir una nueva columna, la del grupo 0, que contenía estos dos gases, a los cuales pronto se añadieron el kriptón, el neón y el xenón. El helio pasó a ser, así, el segundo elemento de la tabla —después del hidrógeno—, y su núcleo, las partículas que constituían la radiación α.

El problema fundamental era que Bohr y su joven asistente desde 1916, Hans Kramers (1894-1952), no conseguían hacer coincidir los datos experimentales del espectro del helio con ningún modelo atómico. Lo que había funcionado con el átomo de hidrógeno, que solo tiene un electrón orbitando alrededor del núcleo, no servía para el caso del helio, que tiene dos electrones. Entre las complejidades estructurales fundamentales estaba el hecho de que las órbitas de los dos electrones no podían ser coplanarias: si se observa una representación del sistema solar, con sus nueve planetas, sorprende el hecho que todos ellos orbiten alrededor del Sol en un mismo plano; también las posibles órbitas del electrón del hidrógeno en todos sus estados excitados giraban alrededor del núcleo en un mismo plano. En ese caso los tres números cuánticos introducidos en el modelo de Bohr-Sommerfeld correspondían a órbitas coplanarias. Sin embargo, para el helio, no había manera de idear un modelo coplanario que predijera las rayas del espectro, poniendo en entredicho la validez del principio de correspondencia.

LA TEORÍA BKS Y LA SUPERVIVENCIA DE LA CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

La desesperación de Bohr en 1923 y 1924 era tal que estaba dispuesto a cualquier cosa con tal de poder formular una teoría que predijera todos los resultados experimentales que se iban acumulando, no solo en la estructura del átomo, sino también en la interacción de la radiación con la materia. El caso más conocido es el de la teoría BKS, siglas que corresponden a los científicos que la formularon: Bohr, Kramers y el joven John C. Slater (1900-1976), recién llegado de Estados Unidos. Entre los aspectos más descabellados de esa propuesta estaba el de abandonar el principio de conservación de la energía. Ya puestos a cambiar los fundamentos de la física, ¿por qué no considerar que la energía no se conservaba? Charles G. Darwin, en una carta de 1919, ya lo había propuesto, y entonces, en 1924, Bohr parecía dispuesto a tomarlo en serio. La teoría BKS duró poco. De hecho, nunca se llegó a desarrollar plenamente, ya que pronto topó con inconsistencias y refutaciones experimentales. Sin embargo, la posibilidad de abandonar el principio de conservación de la energía volvió a reaparecer en la mente de Bohr a finales de la década en relación a un problema con la radiactividad. También en aquella ocasión el principio se salvó

El segundo problema, el del efecto Zeeman anómalo, tampoco afectaba al átomo de hidrógeno, pero sí al resto de los átomos. A finales del siglo XIX, el físico holandés Pieter Zeeman (1865-1943) había observado que todas las líneas espectrales se dividían en dos, o incluso en tres, cuando los átomos eran sometidos a la acción de un campo magnético. Zeeman y su maestro, Hendrik Antoon Lorentz (1853-1928), recibieron el premio Nobel de 1902 por este descubrimiento, así como por su interpretación, una interpretación que pronto se demostró equivocada. Según Lorentz y Zeeman la luz correspondiente a una línea del espectro podía desviarse de manera distinta según el campo magnético fuese paralelo o perpendicular a la luz emitida, dando lugar a hasta dos líneas espectrales nuevas al lado de la originaria. El problema fue que pronto se descubrieron casos en los que las líneas espectrales, ante la influencia de un campo magnético, se dividían en más de tres líneas. Este era el efecto Zeeman anómalo, el cual tampoco encontró su sitio en el esquema de Bohr-Sommerfeld. Veamos cómo se consiguió salir de este laberinto.

de la quema. Y es que, a pesar de los muchos cambios que la física sufrió a lo largo del siglo XX, el principio de conservación de la energía —enunciado por primera vez por James Prescott Joule (1818-1889) a mediados del siglo XIX— ha sido uno de los pocos supervivientes en estas transformaciones. Quizá ello sea debido a su flexibilidad, que ha soportado la ampliación del mismo concepto de energía. Así, si el primer enunciado del principio de conservación relacionaba el movimiento con el calor (energía cinética y energía calorífica), con el tiempo se incorporaron otras formas de energía: la energía potencial, la energía eléctrica, la energía magnética..., hasta que Einstein formuló su famosa ecuación, $E=mc^2$, con la que la misma masa pasó a ser una forma de energía.



James Prescott Joule.

UNA NUEVA GENERACIÓN ALREDEDOR DE BOHR

Junto a las ofertas profesionales para que aceptara cátedras en otras universidades, Bohr constantemente recibía también invitaciones para dar conferencias o cursos breves en numerosas instituciones europeas. Su estilo, ameno e incisivo a un mismo tiempo, era muy atractivo para jóvenes investigadores en busca de interlocutores que pudieran explicar los entresijos de la naciente física cuántica, cosa que la vieja generación de catedráticos no siempre podía hacer. Bohr también fomentaba el diálogo con la juventud científica en busca de nuevas ideas y posibles talentos. De este modo, fue descubriendo a toda una serie de jóvenes prometedores, a los que invitaba a pasar una temporada en Copenhague; muchos de ellos se convertirían en actores principales del desarrollo de la física en la década de 1920.

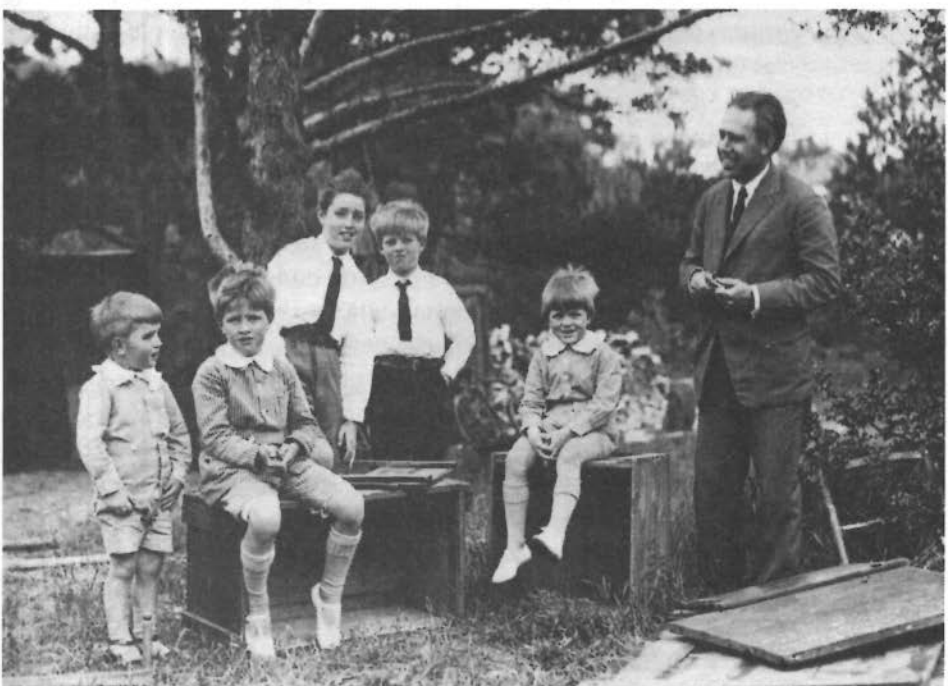
Wolfgang Pauli (1900-1958) fue uno de los primeros —y también uno de los más jóvenes— en disfrutar de la generosidad de Bohr. Nacido en Viena, Pauli quiso estudiar física en la Universidad de Múnich, donde Sommerfeld reconoció su talento de inmediato. De hecho, solo tres años después de iniciar sus estudios, Pauli consiguió el grado de doctor por sus trabajos sobre la relatividad, trabajos que llamaron la atención del propio Einstein. Su primer puesto de investigador fue en Gotinga, donde Max Born (1882-1970) dirigía el departamento de física teórica; allí asistió a un seminario ofrecido por Bohr. Años más tarde Pauli recordaría que «cuando conocí personalmente a Bohr empezó una nueva etapa de mi vida científica». Y es que, con solo veintidós años, y al ver que uno de sus intereses era el problema del efecto Zeeman, Bohr le invitó a pasar un año en Copenhague.

Otro joven científico que se benefició de la generosidad de Niels fue Werner Heisenberg (1901-1976), quien, con apenas veintitrés años, ya había publicado una docena de artículos sobre el átomo de Bohr en relación al helio y al efecto Zeeman, y había obtenido una plaza de profesor *(Privatdozent)* en Gotinga. Algunos de estos artículos eran fruto de sus colaboraciones: con Sommerfeld en Múnich y con Born en Gotinga. La relación entre Bohr y Heisenberg fue muy intensa, dado que había una gran compe-



FOTO SUPERIOR:
Arnold Sommerfeld y Niels Bohr fotografiados en 1919.

FOTO INFERIOR:
El científico junto a cinco de sus hijos. El que se halla a su lado es Aage, quien ganaría el premio Nobel de Física en 1975.



netración y complementariedad entre ambos científicos. Heisenberg acabó pasando muchas temporadas en Copenhague, ya que, según recordaría años más tarde, «ese era el único lugar donde uno podía impregnarse del espíritu de la física cuántica».

Y, de hecho, tanto fue así, que tras su primera estancia en la capital danesa Pauli y Heisenberg *inventaron* la mecánica cuántica, un modo totalmente nuevo de pensar los fenómenos atómicos. El giro crucial que dieron ambos investigadores, y con el que arrastraron a todos los físicos, fue dejar de pensar en órbitas electrónicas y abandonar el principio de correspondencia de Bohr, el cual animaba a los físicos a imaginar una estructura atómica a la que, solo después, se aplicaban las restricciones cuánticas. La nueva mecánica cuántica daba un paso que Bohr no se había atrevido a dar: abandonar totalmente cualquier intento de visualizar órbitas atómicas y fijarse solo en las propiedades *observables* de los electrones. Esas propiedades observables eran las obtenidas gracias a los espectros atómicos y a la creciente información que proporcionaba la radiactividad y otras radiaciones.

La aportación de Pauli fue la de dejar de asignar los números cuánticos a las transiciones entre posibles órbitas electrónicas para pasar a asignar a cada electrón atómico una etiqueta (compuesta por la combinación de los tres números cuánticos que Bohr y Sommerfeld utilizaban) e imponer que, en cada átomo, no podía haber dos electrones con la misma etiqueta. Así, si en el modelo de Bohr-Sommerfeld los tres números cuánticos hacían referencia a las transiciones de energía, de excentricidad y de precesión de las posibles órbitas alrededor del núcleo, para Pauli los tres números cuánticos eran solo cantidades que se aplicaban a cada electrón: el concepto de órbita desaparecía, pero las predicciones teóricas coincidían con los resultados experimentales.

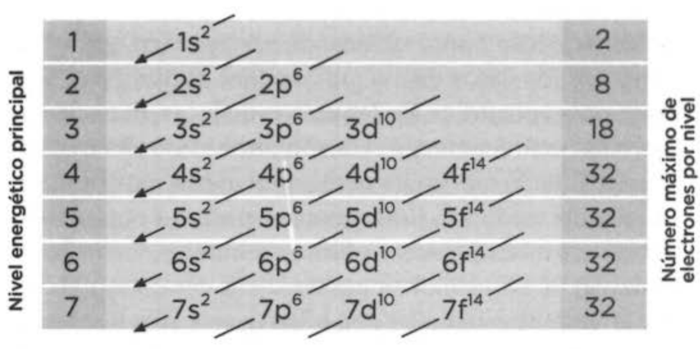
El único problema con el que Pauli se encontró fue tener que introducir un cuarto número cuántico, el cual explicaba totalmente el efecto Zeeman, tanto el normal como el anómalo. Pauli no le dio a este número ninguna interpretación, pero dos jóvenes investigadores de Leiden, George Uhlenbeck (1900-1988) y Samuel Goudsmit (1902-1978), pensaron que este cuarto número cuántico se podía interpretar como un cuarto grado de libertad

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI Y ORGANIZACIÓN DE LOS ELECTRONES EN ORBITALES

Imaginemos un átomo con un número elevado de electrones. ¿Cómo se distribuyen alrededor del núcleo? Una vez abandonado el concepto de órbita, ya no pueden dibujarse las trayectorias de los electrones, sino que, siguiendo los postulados de la nueva mecánica cuántica, solo pueden asignárseles unos números cuánticos; números que, indirectamente, se refieren a sus niveles de energía. En principio, todo sistema físico tiende a un estado de mínima energía. De ser así, todos los electrones, en un átomo estable, tenderían a estar en el mismo nivel, el más bajo. El principio de exclusión de Pauli prohíbe precisamente esto, ya que impone una restricción: no puede haber dos electrones con todos los números cuánticos iguales. Así, los electrones irán llenando los distintos niveles —los distintos orbitales— empezando por los de energía más baja. Siguiendo esta regla, la estructura orbital de un átomo sigue el orden de las flechas en el esquema que muestra la figura adjunta. Los números enteros 1, 2, 3... representan el primer número cuántico, aquel que Bohr había introducido en 1913. Las letras s, p, d, f... representan, a su vez, los dos números cuánticos que Sommerfeld había añadido: «s» se correspondía, originalmente, con la órbita circular; «p», con tres órbitas de la misma excentricidad, pero precesiones distintas; «d», con cinco órbitas, y «f», con siete. Finalmente, el número cuántico espín hace que cada uno de estos orbitales pueda ser habitado por dos electrones, uno con espín positivo y otro con espín negativo. Por ejemplo, en el caso del átomo de cobre, con 29 electrones, su configuración electrónica será:

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^9.$$

Sumando los superíndices vemos que el número total de electrones suma 29.



del electrón, algo así como una rotación interna, análoga a la del movimiento de rotación de los planetas alrededor de sus propios ejes. Por este motivo, a este cuarto número atómico se le llamó «espín» (del inglés *spin*, girar).

Todo lo anterior constituye lo que se conoce como «principio de exclusión de Pauli»: en un mismo sistema, en un mismo átomo, cada electrón debe ser distinto a todos los demás; sus cuatro números cuánticos no pueden ser iguales. Esto explica, por ejemplo, que en el estado de energía más bajo, un átomo cualquiera no tenga todos sus electrones en el primer nivel orbital, sino que estos se vayan distribuyendo en niveles de energía y de números cuánticos crecientes.

Heisenberg llevó esta nueva mentalidad hasta el final. No se trataba de olvidarse solo de las órbitas de los electrones en los átomos, sino que había que dejar de pensar en trayectorias en general e, incluso, en el concepto clásico de partícula como algo plenamente delimitado en el espacio. Gran parte de la nueva mecánica fue formulada por Heisenberg durante lo que debían ser unas vacaciones en Heligoland, una pequeña isla en el mar del Norte; su planteamiento acabó convirtiéndose en una de las propuestas que, en retrospectiva, más cambiaron la física.

Lo que hizo Heisenberg, libre de los complejos de inseguridad propios de la juventud (o, precisamente, debido a su juventud atrevida), fue decir: la física cuántica se está complicando demasiado con modelos que no tienen ninguna base y que cada vez se muestran más incapaces de predecir los resultados empíricos; en lugar de tomar como punto de partida los modelos que no conocemos, tomemos los datos que sí conocemos: el número e intensidad de las líneas espectrales, la dispersión de las radiaciones y de la luz, y cualquier otro fenómeno relacionado con los electrones y las radiaciones. Y, en lo que podía parecer un ejercicio de numerología o de cabalística medieval, Heisenberg se dedicó a organizar los datos de energías e intensidades en filas y columnas. Con ello observó que se daban unas relaciones matemáticas curiosas, pero recurrentes, que le permitían manejar con relativa sencillez los datos empíricos.

El primero con el que intercambió ideas fue con Pauli y, solo después del verano, con Bohr, quien se emocionó al ver que, en

solo una década, su radicalidad había quedado obsoleta y que unos jóvenes como Heisenberg y Pauli estaban cambiando la faz de la física. Pero quien de verdad se dio cuenta de lo que Heisenberg había hecho fue su antiguo maestro y compañero en Gotinga, Max Born, quien, más matemático que físico, vio que las relaciones numéricas que Heisenberg había encontrado coincidían con el

JÓVENES BRILLANTES Y DESACOMPLEJADOS


Werner Heisenberg.

Los historiadores de la ciencia se han preguntado muchas veces cómo fue posible que una generación de jóvenes, que en su mayoría procedían de Alemania y Austria, consiguiera cambiar la faz de la física en tan pocos años. La necesidad de explicar fenómenos totalmente nuevos aparecidos tras el descubrimiento de los rayos X, la radiactividad y el electrón, es un argumento, pero no es suficiente. Los jóvenes científicos de los territorios que perdieron la Primera Guerra Mundial vivieron tiempos muy turbulentos. La hiperinflación en Alemania y, en menor medida, en Austria, junto con los constantes movimientos revolucionarios a izquierda y derecha del espectro político, crearon un clima de incertidumbre, donde el concepto de «probabilidad» se imponía frente al concepto de «certeza causal». Además, los jóvenes científicos se veían en la necesidad de romper con la tradición antigua, aquella que había conducido a sus países al gran desastre militar de la Gran Guerra. Hay un segundo aspecto que conviene también mencionar. En un clima de crisis e incertidumbre, era necesario llamar la atención sobre uno mismo si se quería conseguir un puesto en la universidad. El clima socioeconómico propiciaba, así, la aparición de jóvenes con ideas arriesgadas en busca de un futuro profesional. Evidentemente, solo aquellas ideas revolucionarias que funcionaban eran tenidas en cuenta, y podríamos hallar muchos jóvenes científicos cuyas teorías pasaron a mejor vida y cuyos nombres nunca llegaron a los libros de historia de la ciencia. Pero también es indudable que para personajes como Heisenberg y Pauli habría sido más difícil ser aceptados en un ambiente más estable, más tradicional.

álgebra que David Hilbert (1862-1943) había inventado años antes también en Gotinga. Es decir, una construcción estrictamente ideal —los espacios de Hilbert— formulada sin más pretensión que el desarrollo de la matemática más pura, encontraba su aplicación práctica en la explicación de la física de lo más pequeño e inimaginable.

¿Cuál fue la interpretación que Heisenberg dio a su nueva teoría? ¿Qué significaba olvidarse de órbitas y trayectorias para centrarse en energías y amplitudes observables? Aquí la colaboración entre Bohr y Heisenberg llegó a uno de sus puntos culminantes con el enunciado de lo que se conoce habitualmente como «principio de indeterminación (o de incertidumbre) de Heisenberg». Este principio sostiene que es imposible medir, a la vez y con precisión, la velocidad y la posición de una partícula determinada (lo mismo vale para cualquier par de magnitudes «conjugadas», como la energía y el tiempo). Esa imposibilidad no es simplemente técnica, sino que es intrínseca al propio proceso de medición a escala atómica, ya que, al medir, se afecta dramáticamente aquello que se mide.

En la escala macroscópica esto no sucede así. Imaginemos que queremos observar qué hay en el interior de una habitación totalmente oscura. Una linterna nos puede ayudar y, si vamos con cuidado, nuestra observación no afectará al contenido de la habitación. Pero si lo que se quiere medir es el interior del átomo, para «iluminarlo» se usará un haz de luz cuya energía es del orden de magnitud de los electrones que hay dentro, con lo que la información que se obtendrá será la del resultado de la interacción de la luz con los electrones y no de cómo eran los electrones antes de ser irradiados. Se ve así que, a escala intra-atómica, la medición es un proceso que cambia el sistema mismo y que, por tanto, no proporciona información de cómo era este sistema antes de la observación, sino de cómo es después.

El principio de indeterminación es, pues, una generalización de lo que se ha visto en los párrafos anteriores: el abandono del concepto mismo de trayectoria y localización. En otras palabras, lo que Heisenberg, Bohr y Pauli estaban proponiendo era que la física debía fijarse en las condiciones iniciales y finales de los eventos a estudiar y no en el proceso por el cual se pasaba de

unas a otras, ya que la inmersión en el proceso mismo estaría modificándolo. Sería como intentar estudiar el comportamiento del agua en reposo en una piscina a base de zambullirse en ella: el estado a estudiar quedaría totalmente modificado y cualquier dato que se obtuviera correspondería, no al agua estancada, sino al conjunto agua-nadador.

PARTÍCULAS Y ONDAS

Junto al rompecabezas de la estructura interna del átomo, la física de principios del siglo XX se enfrentaba a otro enigma: la naturaleza de las radiaciones como la luz, los rayos X o la radiactividad. ¿Qué es la luz? ¿Qué tipo de «cosa» es? Esta cuestión fascinó a los filósofos naturales del Renacimiento y el Barroco, incluidos Galileo, Descartes y Newton, sin que se llegara a un acuerdo definitivo. El prestigio de Newton en el siglo XVIII hizo que muchos siguieran a pies juntillas sus ideas y dieran por supuesto que la luz estaba compuesta por un flujo de partículas lumínicas, aunque también había evidencias que permitían suponer que la luz se comportaba como una onda. En el siglo XIX la tendencia cambió y, especialmente tras los trabajos de Maxwell, corroborados en 1888 por Heinrich Hertz (1857-1894), ya nadie dudaba de que la luz era una onda y que Newton estaba equivocado.

Este consenso, sin embargo, duró poco. Los rayos X y la radiación γ de la radiactividad compartían algunas propiedades con la luz electromagnética, pero en otros aspectos se comportaban como partículas. Asimismo, en uno de sus artículos de 1905, Einstein había sugerido que la luz también estaba sometida al postulado de Planck y que, por tanto, debía ser entendida como «cuantos de luz», partículas a las que después se puso el nombre de «fotones». Las dos interpretaciones volvían a estar sobre la mesa.

Hay dos comentarios célebres que muestran con claridad el desconcierto que imperaba entre los físicos en los años anteriores e inmediatamente posteriores a la Primera Guerra Mundial. Así, en una conferencia pública celebrada en 1921, William Henry

Bragg (1862-1942) explicó que los físicos se encontraban en la más absoluta oscuridad:

> Debe haber algún hecho totalmente desconocido para nosotros y que, cuando se descubra, revolucionará nuestras ideas acerca de la relación entre ondas, éter y materia. Por el momento nos vemos empujados a usar las dos teorías. Los lunes, miércoles y viernes usamos la teoría ondulatoria, y los martes, jueves y sábados interpretamos la luz como haces de partículas.

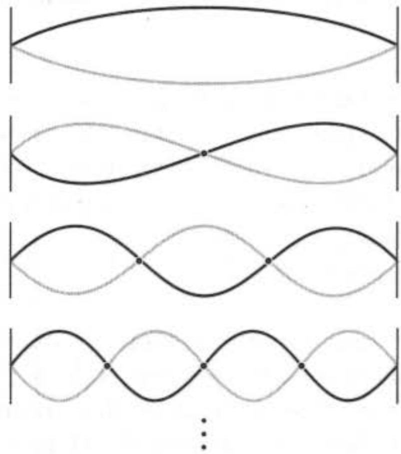
Joseph John Thomson, por su parte, hizo una broma parecida cuando dijo que las teorías ondulatoria y corpuscular se parecían «a la batalla entre un tigre y un tiburón. Cada uno de estos animales es el más poderoso en su ámbito, pero inútil en el ámbito del otro».

El conflicto entre ambas teorías se resolvió a base de *ampliarlo*. Un joven aristócrata francés, Louis de Broglie (1892-1987), hizo su tesis doctoral en 1924 aplicando la teoría de la relatividad al movimiento de los electrones. Su solución fue que estos, y por extensión cualquier partícula, tenían asociada una onda a su movimiento, es decir, que se comportaban a veces como una onda. El propio Einstein quedó fascinado por esta tesis.

Siguiendo el hilo iniciado por Louis de Broglie, un joven profesor de la Universidad de Zúrich, Erwin Schrödinger (1887-1961), desarrolló toda una teoría mecánica de los electrones utilizando la matemática propia del estudio de las ondas. Con ello, Schrödinger podía predecir los posibles estados cuánticos de los electrones en un átomo; era lo mismo que había conseguido Heisenberg, pero de un modo totalmente distinto. Asignando a cada electrón una función de onda, las ondas podían interferir entre sí como hacen, por ejemplo, dos olas en la superficie del mar. Lo sorprendente era el modo en el que Schrödinger introducía los números cuánticos en cada onda, es decir, en el comportamiento de los electrones, ya que lo hacía a partir de los nodos de vibración armónica de las ondas.

Imaginemos una cuerda vibrando entre dos extremos fijos. Esta puede vibrar en varios modos estables, llamados armónicos, tal y como muestra la figura 1. El armónico fundamental más simple es el que tiene como únicos puntos fijos los extremos de la

FIG. 1



cuerda. El segundo armónico es aquel en el que hay otro punto fijo, que no vibra, en medio de la cuerda. El tercer armónico tendrá dos, y así sucesivamente.

La genialidad de Schrödinger fue asociar los nodos de vibración con las rayas espectrales del átomo de hidrógeno; en otras palabras, los nodos de las soluciones armónicas de la función de onda asociada a un electrón se identificaban con los números cuánticos que Bohr y Sommerfeld habían introducido en su modelo atómico. En la formulación de Schrödinger, el comportamiento de los electrones venía determinado por los nodos de su onda asociada; los números cuánticos aparecían de modo natural relacionados con dichos nodos.

EL PRINCIPIO DE COMPLEMENTARIEDAD

Entre 1925 y 1926 el éxito del Instituto de Física Teórica de Copenhague era tal que Bohr necesitó ampliar las instalaciones. La imagen de un edificio lleno de albañiles, operarios y un pequeño

ejército de científicos es una buena metáfora de lo que estaba sucediendo, ya que en aquellos momentos se estaban cambiando los mismos cimientos de la física. Sin embargo, tal y como ocurre con frecuencia en todo proyecto arquitectónico, los planos no siempre cuadraban. Tampoco lo hacían los proyectos diseñados por Heisenberg, Pauli, Born y Bohr con los desarrollados por Schrödinger y De Broglie. Había que desechar uno de los dos, o acertar en su interpretación para compatibilizarlos.

Bohr consiguió que su interlocutor preferido, Heisenberg, aceptara una plaza de profesor en Copenhague durante un año, con lo que ambos pudieron seguir cimentando los fundamentos básicos de la mecánica cuántica. Porque esto es lo que sucedió en el curso académico de 1926-1927. Parte de la reforma del Instituto de Física Teórica consistió en remodelar lo que había sido la vivienda de los Bohr en los pisos superiores del edificio, de modo que pudieran utilizarse como alojamiento por los investigadores visitantes. La familia Bohr, por su parte, se trasladó a una pequeña villa adyacente. Heisenberg fue el encargado de estrenar la vivienda para los científicos visitantes y de comprobar las *ventajas* de estar tan cerca de Bohr día y noche. Heisenberg recordaría tiempo después:

> A veces Bohr se presentaba en mi habitación a las 8 o las 9 de la mañana y me preguntaba: «qué opinas *tú* de esto», para inmediatamente seguir *él* hablando y hablando, contestando la pregunta que él mismo había formulado. Y así hasta la medianoche.

Una de las cuestiones fundamentales que preocupaba a ambos físicos era, por supuesto, la existencia de dos teorías totalmente distintas en sus principios, pero igualmente útiles, especialmente cuando Heisenberg, al poco de llegar a Copenhague, resolvió el problema del espectro del helio ¡aplicando los métodos de Schrödinger junto con el principio de exclusión y el concepto de espín! Había llegado el momento para que Bohr invitara a Schrödinger, a quien todavía no conocía personalmente, a pasar unos días en Copenhague.

Esa visita, que tuvo lugar a finales del verano de 1926, quedó marcada en la mente de todos los presentes. Bohr fue a recibir

a Schrödinger a la estación de tren y, ajeno a toda formalidad, inmediatamente asaltó al recién llegado con preguntas, críticas, réplicas y contrarréplicas. Schrödinger, de cultura burguesa y bastante mujeriego, quedó atónito ante este recibimiento tan poco diplomático, especialmente teniendo en cuenta que todo se había organizado para que él mismo se alojara en la casa de los Bohr. Lo que Schrödinger no sabía era que, en la mente imparable de Bohr, su invitación era tanto un acto de cortesía como de eficacia. Así pudo discutir con él y con Heisenberg día y noche hasta que, al cabo de dos días, Schrödinger cayó enfermo. Margrethe le proveyó de todas las atenciones necesarias, pero no pudo evitar que su marido se instalara a la cabecera de la cama del convaleciente para seguir su particular charla.

La cuestión que más preocupaba a Bohr no era tanto que las dos formulaciones cuánticas funcionaran, sino que el método de Schrödinger se parecía demasiado a lo que el propio Bohr había intentado hacer desde 1913 y que, tras una década de intentos, había resultado infructuoso: establecer una continuidad entre la física clásica y la física cuántica. Mientras Heisenberg necesitaba una matemática totalmente nueva —los espacios de Hilbert—, Schrödinger, al menos aparentemente, podía continuar usando la vieja matemática de los fenómenos ondulatorios. Tenía que haber algo incorrecto en ello.

La reunión, por llamarla de alguna manera, recordó a Bohr algo que había aprendido en casa, en aquellas discusiones que su padre mantenía con amigos intelectuales de distintos campos: que el modo de hablar no debe traicionar la incertidumbre de los pensamientos. Por eso era urgente entender mejor la validez, el significado y las limitaciones de las teorías de Heisenberg y Schrödinger. Ese era el espíritu que permea el principio de complementariedad que desarrolló en los meses siguientes y que Bohr presentó en el Congreso de Como en septiembre de 1927.

El principio de complementariedad se movía a caballo entre la física y la filosofía, que es lo que a Bohr más le gustaba. Según sus recuerdos, todo se forjó en unas vacaciones en la primavera de 1927, mientras se hallaba esquiando en Noruega. Después, durante el verano, fue escribiendo sus ideas, o mejor, dictándolas a

MUSSOLINI Y LA FÍSICA

En septiembre de 1927 las autoridades italianas organizaron un congreso internacional de física, celebrado a orillas del lago Como, con ocasión del centenario de la muerte de Alessandro Volta (1745-1827), uno de los grandes científicos italianos, aunque el evento también formaba parte de las celebraciones del décimo aniversario de la llegada de Mussolini al poder. El congreso se enmarcaba dentro de los intentos del Gobierno de *Il Duce* para prestigiar, a su manera, la imagen de Italia en el mundo y, especialmente, puertas adentro. Numerosos científicos alemanes se preguntaban si participar en tal evento implicaba un apoyo formal al régimen, un régimen que, entre otras muchas cosas, reprimía las minorías de habla alemana en Italia. Sin embargo, el comité científico del congreso se declaraba al margen de cualquier opción política y, además, tenía un prestigio internacional ajeno a las maquinaciones de Mussolini. De ahí que casi todos los invitados aceptaron participar en él, convirtiéndose así en el primer congreso internacional de física a gran escala desde el final de la Primera Guerra Mundial. La ausencia más llamativa fue la de Albert Einstein.

sus asistentes y a su esposa (esta última hasta llegar a la extenuación). Cada día la versión cambiaba, ya que deseaba ser preciso, muy preciso, para que su concepción se entendiera bien.

Bohr llegó a la conclusión de que no había ningún problema con la existencia de dos formulaciones, la matricial, de Heisenberg, y la ondulatoria, de Schrödinger. Ambas eran totalmente válidas, pero solo en su ámbito de acción. Las relaciones de indeterminación de Heisenberg habían mostrado que no había manera de establecer una descripción perfecta de un sistema físico, ya que la acción de medir se convertía en parte del mismo sistema a observar y, por tanto, lo modificaba. El principio de complementariedad introducía así un tipo de relatividad fundamental en la física, paralela a la relatividad que Einstein había introducido años antes. La complementariedad significaba que toda descripción física era relativa al sistema experimental tratado. Si se miden ondas, no se puede, a la vez, medir partículas, y viceversa. Los dos métodos son totalmente correctos, pero solo si tenemos en cuenta lo que estamos midiendo y cómo.

Además, tanto la mecánica matricial (que se centra en la interpretación de los fenómenos en términos de partículas) como la mecánica ondulatoria eran totalmente correctas, pero solo como proveedoras de probabilidades. Ninguno de los dos métodos daba predicciones de lo que iba a suceder exactamente, sino que proporcionaba predicciones de probabilidades, lo cual, por cierto, está implícito en el mismo concepto de dualidad onda-corpúsculo de De Broglie, así como en el principio de indeterminación de Heisenberg. Bohr se dio cuenta de que lo único que la mecánica cuántica podía proporcionar eran predicciones probabilísticas y relativas al sistema experimental.

A un científico que no participó en el Congreso de Como por motivos políticos no le gustaba la deriva probabilista que Bohr estaba tomando. Era Albert Einstein.

CAPÍTULO 4

Duelo de titanes: el debate Einstein-Bohr

La década de 1930 presenció cómo el átomo se llenaba de nuevos habitantes. Lo que hasta entonces había sido un modelo de gran simplicidad —un núcleo alrededor del cual se distribuían algunos electrones— se complicó con el descubrimiento de nuevas partículas elementales: el neutrón, el positrón, el neutrino y los mesones. El reto de Bohr y sus contemporáneos fue poner a prueba la mecánica cuántica en el interior del núcleo atómico, donde estas partículas residían. Sin embargo, los dos grandes físicos del momento, Einstein y Bohr, mantuvieron puntos de vista totalmente divergentes.

«Dios no juega a los dados» es la famosa frase con la que Einstein reaccionó ante la interpretación de la mecánica cuántica propuesta desde Copenhague, especialmente desde que en 1927 Bohr impusiera un carácter probabilístico a la nueva física. No se trataba de un argumento teológico (el de Einstein) frente a uno supuestamente matemático (el de Bohr), sino del choque de dos concepciones filosóficas opuestas.

La primera ocasión en la que Einstein y Bohr coincidieron fue un mes después del Congreso de Como, cuando el quinto Congreso Solvay congregó a una treintena de físicos en Bruselas. En la capital belga se reunieron todos los grandes físicos del momento, la mayoría de los cuales ya tenía o acabaría recibiendo el premio Nobel. El formato de los congresos Solvay estaba pensado para fomentar las discusiones informales y el intercambio de ideas sin las restricciones de tiempo propias de otros encuentros. De ahí el número reducido de invitados, su internacionalidad y el hecho de que todos se alojaran en el mismo lugar, el lujoso Hotel Metropole, en el centro de Bruselas.

De este modo, Einstein se presentaba a la hora del desayuno con un ejemplo o con un experimento mental para demostrarle a Bohr la invalidez de su interpretación, la invalidez del principio de complementariedad. Muchas veces Bohr tardaba en reaccionar y en encontrar una contrarréplica evidente al problema planteado.

Pero el día siempre terminaba con la victoria de Bohr sobre Einstein, quien a pesar de todo no desfallecía en su intento de demostrar el error de Bohr y sus seguidores.

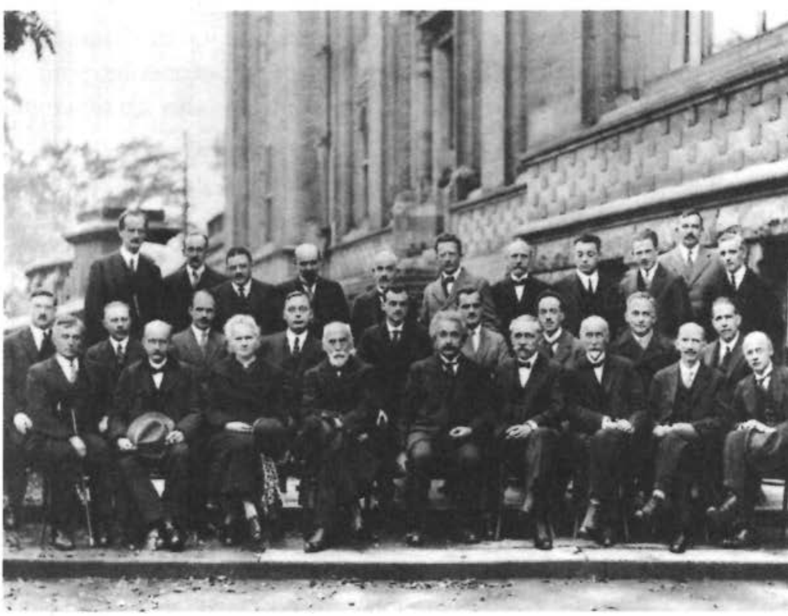
¿Cuál era ese error, según Einstein? Primero hay que decir que, desde 1925 aproximadamente, el interés fundamental del físico alemán se centraba en unificar su teoría de la gravitación (la relatividad general) con el electromagnetismo, algo que no estaba totalmente relacionado con los problemas de la física cuántica. Pero, al mismo tiempo, algunos de los desarrollos cuánticos realizados entre 1924 y 1925 confirmaban una de sus antiguas predicciones de 1905, que era la que más había tardado en ser aceptada por la comunidad científica entre todas las que hizo aquel año. Se trataba de la existencia de los cuantos de luz, o fotones, los cuales confirmaban el comportamiento corpuscular de la luz. Los experimentos de Arthur H. Compton (1892-1962) en Estados Unidos, el principio de De Broglie y, de algún modo, el mismo principio de complementariedad, confirmaban la existencia de los fotones.

Según Einstein, el error de fondo consistía en que la interpretación de Copenhague era intrínsecamente probabilista e indeterminista; es decir, que daba por supuesto que el mundo cuántico estaba abierto y ofrecía distintas salidas a una misma situación. Al abandonar conceptos como el de trayectoria y centrarse solo en las condiciones iniciales de un sistema dado y los posibles estados finales, la física cuántica dejaba de ser determinista, dejaba de dar una única solución a los problemas.

Hay que entender la cuestión de la probabilidad en toda su radicalidad para comprender el rechazo de Einstein. Una predicción meteorológica, por ejemplo, es siempre probabilista; nunca se sabe con certeza qué tiempo hará exactamente. Eso se debe a nuestra ignorancia, ya que no hay manera de calcular todas las variables que intervienen en el tiempo. Pero esta indeterminación no es intrínseca; únicamente es producto de nuestra ignorancia y de nuestra incapacidad de cálculo. En cambio, en la mecánica cuántica, la indeterminación es intrínseca a los problemas que se tratan, ya que el sistema a estudiar varía según cómo se estudie. El ejemplo de la linterna y el haz de luz dado en un capítulo anterior era muy claro: para medir hay que intervenir y, al hacerlo, se modifica lo que se mide.

LOS CONGRESOS SOLVAY

Bélgica jugó un papel muy importante en el desarrollo de la física del primer tercio del siglo xx. Allí se celebraron los congresos científicos más relevantes en la consolidación de la física atómica y nuclear, la relatividad y la mecánica cuántica. Su promotor fue Ernest Solvay (1838-1922), químico que hizo fortuna desarrollando y patentando un proceso para la producción de carbonato sódico, material que se utiliza en la fabricación del vidrio y el jabón, entre otras muchas aplicaciones. El primer Congreso Solvay se celebró en Bruselas en otoño de 1911. En él participaron poco más de veinte científicos, llegados de toda Europa, con la intención de discutir y analizar en detalle las novedades en física. La intención del organizador, Hendrik Antoon Lorentz, era crear un ambiente propicio para que los mejores físicos de la época pudieran compartir ideas y opiniones acerca de la naciente física cuántica. El quinto Congreso Solvay, celebrado en octubre de 1927, fue posiblemente el más importante. Allí triunfó la interpretación de Copenhague de la mecánica cuántica que Niels Bohr había propuesto solo un mes antes en Italia. En la imagen, los físicos que participaron en aquel congreso (Bohr es el primero de la derecha de la segunda fila).

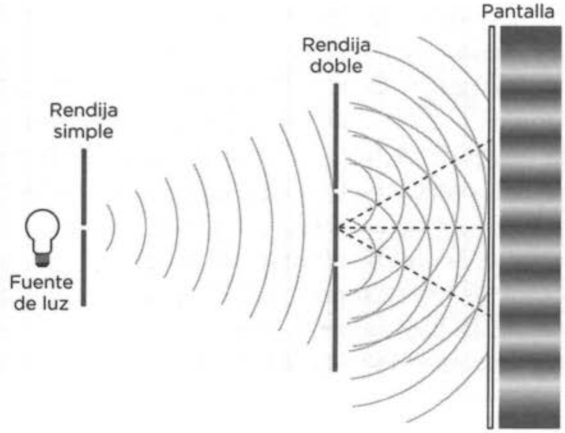


Otra manera de entender la indeterminación intrínseca de la mecánica cuántica es fijarse en la dualidad onda-corpúsculo. Según el principio de complementariedad, los electrones se pueden estudiar como ondas o como corpúsculos, y ambas interpretaciones son complementarias, nunca incompatibles. Esto significa que, si se piensa en un electrón como un corpúsculo y como una onda, las imágenes que se obtienen son totalmente distintas, aunque deben ser compatibles.

Veamos el siguiente ejemplo, en el que un electrón tiene que atravesar una superficie similar a una rejilla con solo dos agujeros, tal y como muestra la figura 1. Si lo imaginamos como un corpúsculo, el electrón únicamente podrá atravesar la rejilla por uno de sus orificios, y su punto de llegada será solo uno; mientras que si lo imaginamos como una onda, podrá atravesar toda la rejilla, dando lugar al fenómeno ondulatorio de la difracción. Esta implica que la onda del electrón se hace visible en una pantalla siguiendo los patrones de la difracción.

Para Einstein, las dos soluciones eran incompatibles. Pero Bohr le hacía ver que no lo eran, ya que los orificios de la rejilla y la pantalla final formaban parte del experimento, y no se podía pensar en el comportamiento de los electrones sin tener en cuenta

FIG. 1



esos elementos. Así, si se mira solo a la pantalla, sin imponer que el electrón pase por uno u otro orificio, el electrón pasa por los dos. Al considerar el electrón como corpúsculo, lo único que se puede calcular es la probabilidad de que pase por un agujero o por el otro. En cambio, si se impone que pase por uno de los orificios, por ejemplo cerrando el otro, la difracción desaparece; pero al hacerlo así, se ha intervenido sobre el electrón antes de que pudiera *decidir* pasar por uno u otro orificio.

«La verdad y la claridad son complementarias.»

— Niels Bohr.

Así surge el indeterminismo, ya que no se puede determinar con antelación por cuál de los dos agujeros pasará un electrón dado; solo se puede calcular la probabilidad a partir de las condiciones iniciales y comprobar, al final del experimento, por cuál ha pasado. De ahí la expresión «Dios no juega a los dados»: para Einstein, el hecho de que el mundo fuera intrínsecamente indeterminado, que no se pudiera predecir con exactitud lo que iba a suceder en el futuro, era una limitación que no se podía aceptar *a priori*, ya que podría implicar que en el mundo no había causalidad, que las cosas pasaban sin una causa clara.

De este modo, el debate entre Bohr y Einstein se fue tornando más y más filosófico. Filosófico no porque fuera alternativo (o, peor, contrario) a la ciencia, sino, precisamente, porque se estaba debatiendo qué era y qué debía ser la ciencia. El concepto clave para Bohr era el de «fenómeno», mientras que para Einstein era el de «realidad objetiva». Con el tiempo, y fiel a su obsesión por definir muy bien los términos que utilizaba, Bohr fue perfilando su idea de «fenómeno» para referirse «exclusivamente a las observaciones obtenidas bajo circunstancias específicas, incluyendo una descripción de todo el experimento».

El planteamiento de Bohr significaba que la física y, por extensión, toda ciencia, solo podía conocer el resultado de observaciones en experimentos dados y no estaba legitimada para ir más allá en sus pretensiones de conocimiento. Para Einstein, esto era del todo

inaceptable, ya que implicaba un cierto pesimismo epistemológico y una fuerte carga subjetivista. La ciencia, el ser humano, no podía dejar de aspirar a conocer lo que él llamaba la «realidad objetiva»; es decir, conocer cómo son las cosas en sí. Lo que Bohr proponía era abandonar ese intento y centrarse en cómo los seres humanos conocemos, en especial en la escala cuántica, aceptando que nunca se llegaría a traspasar esa barrera en nuestra capacidad de conocer la realidad. Einstein estaba convencido de que la postura de Bohr era únicamente un paso intermedio hacia una teoría más plena y total.

Tras sus intentos fallidos de desmontar la teoría de Heisenberg y Bohr, Einstein no tuvo más remedio que aceptarla, pero

CAUSALIDAD Y DETERMINISMO

Uno de los grandes temas en las discusiones que mantuvieron Einstein y Bohr, y que desde entonces se ha repetido innumerables veces, es el del problema de la causalidad a la hora de interpretar la mecánica cuántica. Los detractores de la interpretación de Copenhague sostenían que Bohr estaba acabando con uno de los pilares fundamentales de la ciencia: el principio de causalidad. Sin embargo, esta acusación partía de una confusión entre determinismo y causalidad que es bastante frecuente. El principio de causalidad sostiene que «todo lo que sucede, sucede debido a una causa». En la interpretación habitual desde tiempos de Newton, este principio se solía enunciar de un modo que solo en apariencia significa lo mismo: «una causa siempre produce el mismo efecto». Esta segunda formulación, sin embargo, hace referencia únicamente a un tipo particular de causalidad: la causalidad determinista. Pero no toda causalidad es necesariamente determinista. Si, por ejemplo, se siembra un campo con semillas de trigo, algunas de estas semillas germinarán y otras no. A priori, todas deberían germinar, ya que el tipo de suelo es el mismo y las condiciones ambientales iguales. Pero, en realidad, esto no sucede. Las semillas no germinan porque sí: sin suelo, ni agua, ni luz solar, ninguna semilla germinará. Todas las que germinan lo hacen gracias a la presencia de tales condiciones favorables, pero estas no garantizan que todas las semillas germinen. Algo análogo sucede con la mecánica cuántica. Siempre que se da un efecto, por ejemplo, una desintegración radiactiva, esta se debe a la presencia de unas condiciones favorables. Pero no siempre que estas condiciones están presentes se puede afirmar que habrá desintegración. Con esto no se niega el principio de causalidad, sino solo la posibilidad de predecir con exactitud todo lo que sucederá.

no así la interpretación que estos daban a la mecánica cuántica. Einstein creía que, con el transcurso del tiempo, la física formularía una teoría más completa que permitiría abandonar la interpretación de Copenhague y llegar al conocimiento absoluto y cierto de la «realidad objetiva».

A los pocos meses de terminar el Congreso Solvay de 1927, Einstein expresaría su frustración con estas irónicas palabras:

> La balsámica filosofía —o quizá debería llamarla religión— de Heisenberg y Bohr está tan inteligentemente trabada que, por ahora, ofrece a los creyentes una almohada suave donde descansar su cabeza y de donde no es fácil sacarlos. Dejémosles que descansen ahí por un tiempo.

Einstein estaba seguro de que tarde o temprano el sistema cuántico, tal y como lo entendían Bohr, Heisenberg y Pauli, se desmoronaría. Pero ese momento no ha llegado y Bohr sigue siendo, a día de hoy, el vencedor en esa polémica.

NUEVOS POBLADORES ATÓMICOS

En 1930 la mecánica cuántica había establecido sus principios, pero faltaba aplicarla y comprobar su validez en un número creciente de fenómenos hasta la fecha desconocidos. El modelo atómico de Bohr había tenido una vida un tanto ajetreada desde su nacimiento, pero sus rasgos fundamentales se mantenían: un núcleo atómico positivo alrededor del cual se encontraban los electrones. Pero había dos preguntas, íntimamente relacionadas, que seguían vigentes: ¿de qué está compuesto ese núcleo? y ¿de dónde salen los electrones que componen la radiactividad β?

Los experimentos de Rutherford de 1911 habían hecho ver que el átomo no era uniforme. Casi toda la masa se concentraba en la parte central, en un núcleo, alrededor del cual orbitaban los electrones. La hipótesis que fue cuajando poco a poco fue la de que la masa de los núcleos de los distintos átomos era un múltiplo

de la masa del núcleo de hidrógeno, H^+, con lo cual era plausible que todos los núcleos estuviesen compuestos por ese tipo de partículas, a las que se llamó «protones».

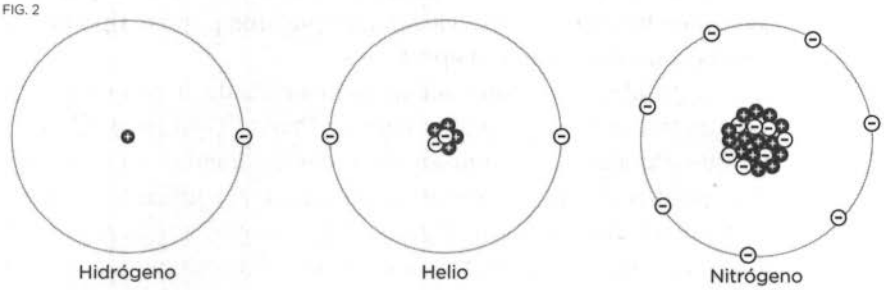
La palabra «protón» había sido acuñada a principios del siglo XIX por el químico inglés William Prout (1785-1850) al observar que algunas de las masas atómicas conocidas en su tiempo eran múltiplos aproximados de la masa del hidrógeno. Prout acuñó el término «protón» a partir del concepto griego *proto hyle*, materia prima o primera. Esta hipótesis se fue desvaneciendo con la mejora de la precisión en la medida de las masas atómicas y con el descubrimiento de nuevos elementos. Cuando Rutherford recuperó esa hipótesis, aunque esta vez referida solo al núcleo atómico, quiso utilizar la misma palabra.

Rutherford obtuvo la confirmación definitiva de la existencia de H^+, de los protones, en todos los núcleos atómicos gracias a sus investigaciones sobre la radiactividad. En 1919, mientras estudiaba el efecto de la colisión de partículas α sobre átomos de nitrógeno, vio que estos desprendían protones. Tras asegurarse de que ello no era el resultado de la existencia de impurezas de hidrógeno en el dispositivo experimental, dedujo que los protones que observaba procedían del núcleo de nitrógeno. Era la primera prueba directa de la existencia de protones en átomos que no fueran el hidrógeno.

Así, pues, en 1920 se conocían dos partículas elementales: los electrones y los protones. También se sabía que la radiactividad β estaba compuesta por electrones, pero que estos eran «electrones muy profundos», en palabras de Marie Curie. Los electrones de la radiactividad no se encontraban alrededor del núcleo; sus energías eran mucho mayores que las de las rayas espectrales atómicas, con lo que se les incluía —junto con los protones— entre los componentes nucleares. De este modo, tal y como muestra la figura 2, el átomo de principios de la década de 1920 era el siguiente: un núcleo compuesto de protones y electrones y una corteza compuesta solo por electrones, distribuidos en niveles de energía según las leyes de la física cuántica.

¿Cómo se distribuían los protones y los electrones «profundos» dentro del núcleo? Debe tenerse en cuenta que el número

FIG. 2



de protones tenía que ser el doble que el de electrones nucleares, ya que la carga eléctrica total del núcleo era igual al total de la carga electrónica de la corteza, y así conseguir que el átomo fuera eléctricamente neutro. Las leyes de la electricidad no explicaban cómo los protones y los electrones podían estar en el núcleo, de forma estable, sin que las repulsiones mutuas hicieran volar por los aires el núcleo.

Una de las intuiciones más sólidas era la de prestar atención a la radiactividad α. Esta correspondía a los núcleos de helio, los cuales —siguiendo el modelo de protones y electrones— debían estar compuestos por cuatro protones y dos electrones. Era indudable que esta estructura era especialmente estable tanto dentro como fuera del núcleo, y podía dar alguna idea para entender mejor la estructura y estabilidad de los núcleos y, a la vez, comprender mejor el fenómeno de la radiactividad.

Y es que, tras más de dos décadas estudiando la fenomenología de la radiactividad, es decir, los tipos de radiaciones, sus energías y poderes de penetración, sus dispersiones con otras radiaciones y otros cuerpos, etc., su desarrollo teórico era casi nulo. Era obvio que la comprensión de la radiactividad y del núcleo atómico eran dos caras de la misma moneda; ello vendría de la mano del desarrollo de la mecánica cuántica.

Una vez más, fue un joven brillante y sin miedo al riesgo, cuya carrera inicial también está ligada a la influencia de Bohr, quien abrió la puerta de tal desarrollo. Se trata de George Gamow

(1904-1968). Nacido en la localidad ucraniana de Odesa, estudió física en Leningrado (San Petersburgo), donde coincidió con otros estudiantes brillantes, como Lev Landau (1908-1968) y Dmitri Ivanenko (1904-1994). Con ellos formó el grupo de *Los tres mosqueteros*, que se reunía para discutir las últimas novedades en física cuántica.

En el verano de 1928, finalizado su doctorado en Gotinga, Gamow había desarrollado un estudio que explicaba la radiactividad α a partir de los postulados de la mecánica cuántica. De vuelta a Rusia, Gamow quiso pasar por Copenhague para conocer a Niels Bohr y enseñarle sus cálculos. Se presentó sin previo aviso y sin dinero para pernoctar en la ciudad, con lo cual su visita debía limitarse a unas pocas horas. Pero fue tal la impresión que causó en Bohr que esas pocas horas se transformaron en dos años: los cursos 1928-1929 y 1930-1931.

Ese fue el inicio del giro de Bohr hacia los problemas de la naciente física nuclear, que iba a deparar muchas sorpresas en la década de 1930 y que le volvería a poner en estrecha relación con su viejo amigo Rutherford y con los resultados experimentales procedentes del laboratorio Cavendish.

PAULI PROPONE UNA NUEVA PARTÍCULA: EL NEUTRINO

Quizá el rompecabezas experimental más notable de la década de 1920 fue el de la energía de los rayos β (los electrones) procedentes de fuentes radiactivas. Dos lugares, Berlín y Cambridge, y dos personas, Lise Meitner (1878-1968) y Charles Drummond Ellis (1895-1980), fueron los protagonistas de una controversia científica fructífera, agitada a veces, que transformó nuestra comprensión del núcleo. La disputa giró alrededor del espectro β de los materiales radiactivos, es decir, en torno a la distribución de energía de los electrones emitidos por sustancias radiactivas.

Ellis y Meitner disponían de datos similares, pero sus interpretaciones eran distintas. Conocedora de los postulados de la

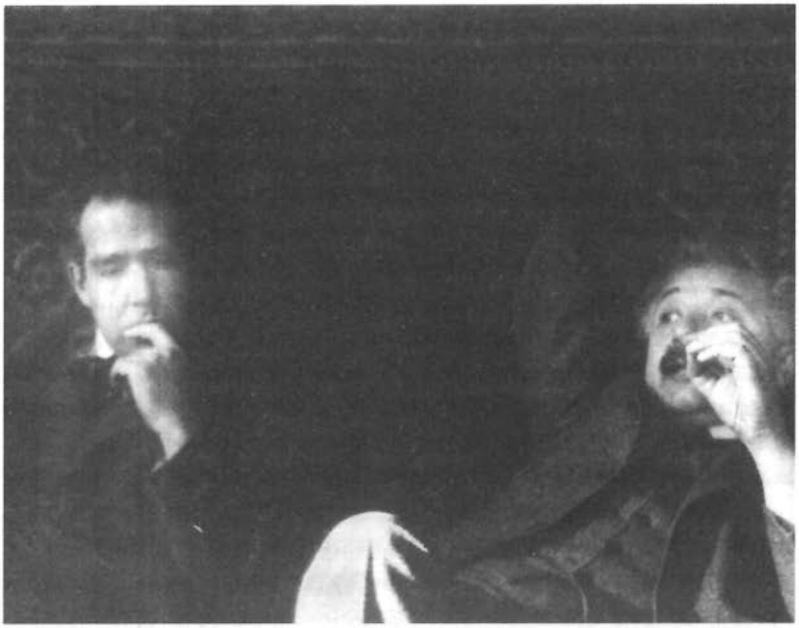


FOTO SUPERIOR:
Albert Einstein y Niels Bohr fotografiados por el físico austríaco Paul Ehrenfest en 1925.

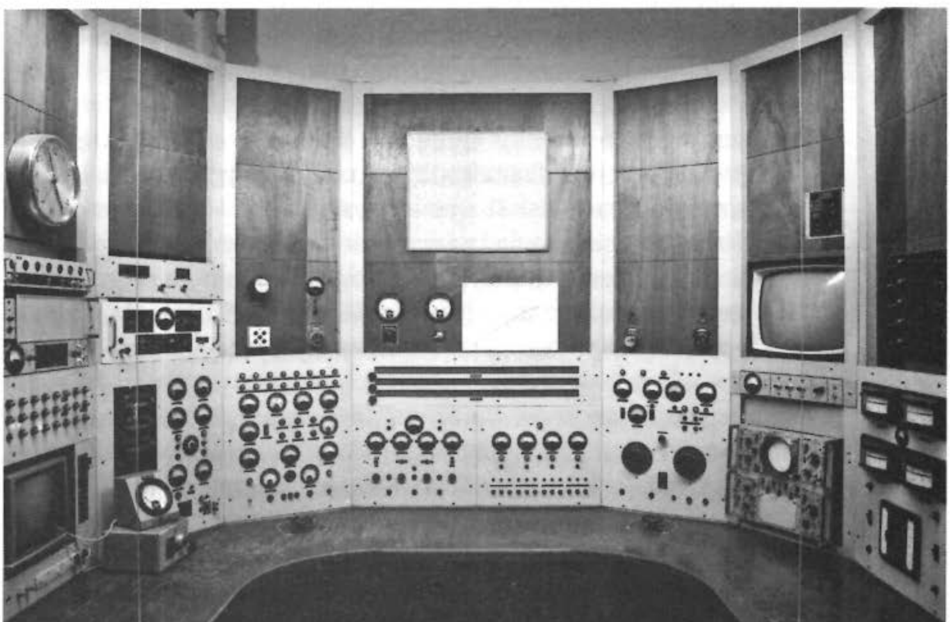


FOTO INFERIOR:
El ciclotrón del Instituto de Física Teórica de Copenhague, construido por orden de Bohr.

naciente física cuántica, Meitner creía que los electrones que abandonaban el núcleo solo podían tomar unos determinados valores fijos de energía. De este modo, el espectro β debía ser discreto. Evidentemente, no es fácil observar tal espectro. El núcleo emite electrones y radiación γ, los cuales, a su vez, colisionan con electrones de la corteza atómica. Desde fuera es difícil distinguir qué electrones proceden directamente del núcleo y cuáles son fruto de procesos secundarios.

En Cambridge, Ellis y James Chadwick (1891-1974) estaban convencidos de que el espectro de los electrones nucleares era continuo, es decir, que el núcleo emitía electrones con todos los valores de energía entre un mínimo y un máximo, sin atender a saltos cuánticos. Para Meitner, los resultados de Chadwick y Ellis no tenían sentido, pues contradecían la mecánica cuántica. Los investigadores del Cavendish, por su parte, tenían una gran confianza en la validez experimental de sus resultados. Además, Rutherford, director del Cavendish, no era muy amigo de la nueva física cuántica, con lo que no le importaba que los resultados experimentales contradijeran sus postulados.

Aquí conviene hacer una aclaración: cuando decimos que un núcleo emite electrones hay que tener en cuenta que en el laboratorio no hay núcleos aislados, sino cantidades macroscópicas de elementos, cuyos átomos emiten electrones. Por poca materia radiactiva de la que se disponga, el número de átomos será del orden de varios billones. Así, lo que se observa en el laboratorio es el resultado combinado de la acción de todos estos átomos. No es de extrañar, pues, que ante resultados experimentales semejantes las interpretaciones sean distintas. Meitner y Ellis *observaban* lo mismo: que el espectro de la radiactividad β era continuo, pero los dos *veían* cosas distintas.

La discusión entre Berlín y Cambridge duró casi diez años, hasta que entre 1927 y 1929 se llegó a un acuerdo en el que el equipo inglés confirmaba su postura: los electrones de la radiactividad β tienen, en origen, energías que varían desde un valor mínimo a un valor máximo; el espectro de energías de estos electrones es continuo. De este modo parecía que se ponían en jaque algunas de las ideas fundamentales de la física cuántica.

Y no solo eso. Si los átomos emitían electrones con energías variables, ¿cómo era posible que su energía, antes y después de la emisión, fuera siempre la misma? Bohr volvió a echar mano de una propuesta que ya había hecho tiempo atrás: la no-conservación de la energía en la radiactividad β. En esta ocasión no llegó a publicar nada al respecto, ya que mediante su correspondencia con otros colaboradores comprobó el rechazo que levantaba tal idea.

La otra solución, igualmente desesperada, fue la que propuso Pauli en 1930. En una famosa carta, fechada el 4 de diciembre y dirigida a los asistentes a un congreso sobre radiactividad, Pauli propuso que en la emisión β el núcleo emitía una partícula neutra, desconocida hasta entonces, cuya energía correspondería con la que le faltaba al electrón. Así, en cada emisión radiactiva, el núcleo emitiría siempre la misma cantidad de energía, y esta se distribuiría de forma variable entre el electrón y la partícula neutra. Esta partícula fue posteriormente denominada como «neutrino» y, aunque muy pronto se aceptó su existencia, no fue detectada experimentalmente hasta 1956.

EL NEUTRÓN ENTRA EN ESCENA

En la primavera de 1932 el flujo de investigadores procedentes del Cavendish con destino a Copenhague fue incesante. Chadwick había anunciado en febrero de ese año la existencia de partículas neutras, sin carga eléctrica, de masa parecida a la de los protones, presentes en todos los núcleos atómicos: los neutrones. Tales partículas no eran una novedad del todo inesperada. Ya en 1920, y ante la necesidad de entender mejor la composición de los núcleos atómicos, Rutherford sugirió la existencia de compuestos de protón y electrón, íntimamente ligados, a los que llamó «neutrones». Esta especulación se basaba en la existencia de otra estructura particularmente estable, las partículas α, compuestas por cuatro protones y dos electrones, que prometían ser una clave en la explicación de la estabilidad nuclear. Pero, tras algunos intentos infructuosos, Rutherford abandonó la búsqueda de los neutrones.

EL DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

Hacía ya años que diversos equipos estaban estudiando las propiedades de la radiactividad del polonio-berilio. Al irradiar átomos de berilio con partículas α procedentes del polonio radiactivo, se obtenía un isótopo del carbono y una radiación neutra muy penetrante según la fórmula:

$$^{4}\alpha_{2} + {}^{9}Be_{4} \rightarrow {}^{13}C_{6} + \gamma,$$

donde γ representa la radiación neutra, interpretada inicialmente como radiación electromagnética. Lo que James Chadwick hizo fue estudiar la interacción de esa radiación neutra con diversos elementos. Al principio se vio que la radiación neutra del Po-Be ponía en movimiento átomos de hidrógeno; pero también hacía lo mismo con los de nitrógeno, catorce veces más pesados que los primeros. Esto no era posible si se trataba de radiación electromagnética. Según las propias palabras de Chadwick, «estos resultados, y otros que he obtenido en el transcurso de este trabajo, son muy difíciles de explicar en el supuesto de que la radiación procedente del berilio sea una radiación cuántica. Estas dificultades desaparecerían si se supone que la radiación está formada por partículas de masa 1 y carga 0, o neutrones». El artículo donde aparece este texto («The Existence of a Neutron», publicado en 1932 por la revista *Nature*) se suele considerar como la partida de nacimiento de la nueva partícula, el neutrón. El origen de estos neutrones vendría por la reacción:

$$^{4}\alpha_{2} + {}^{9}Be_{4} \rightarrow {}^{12}C_{6} + {}^{1}n_{0},$$

donde *n* representa a los neutrones.

Esa sugerencia vició la interpretación inicial del descubrimiento de Chadwick. Una cosa era comprobar experimentalmente que había una radiación neutra —compuesta por partículas de masa similar a la del protón— y otra totalmente distinta era interpretar esas partículas como elementales, como fundamentales. Este último paso no se dio inmediatamente, sino que se tardó casi dos años en que todo el mundo aceptara el carácter fundamental de los neutrones. Mientras, muchos preferían pensar que el neutrón era, como las partículas α, un compuesto de protón más electrón.

Entre los primeros en aceptar la interpretación más radical estuvieron Pauli, Heisenberg y Bohr. Este último organizó en abril de

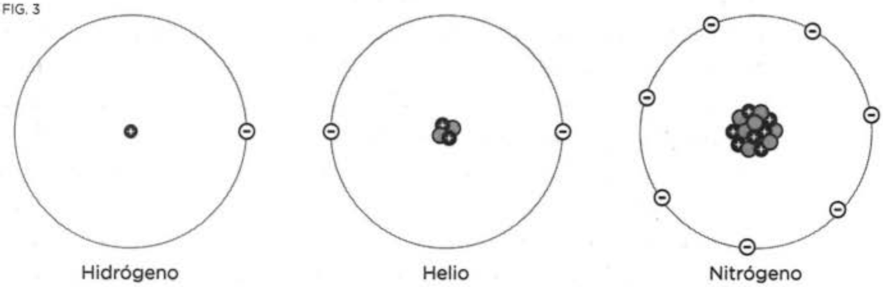
1932 un seminario en Copenhague para estudiar el reciente descubrimiento y las implicaciones que tenía para la estructura del núcleo atómico. Para hacernos una idea del entusiasmo con el que Bohr acogió las noticias sobre la existencia de neutrones, sirva un fragmento de la carta que le envió a Rutherford tras el seminario de abril:

> El progreso en el campo de la constitución nuclear es tan rápido que uno se pregunta qué noticias llegarán con el siguiente correo. [...] Quizá más que nunca desearía estos días no estar tan lejos de ti y del laboratorio Cavendish.

Si se consideraba al neutrón como una partícula elemental, y no como un agregado de protón más electrón, la imagen del núcleo atómico cambiaba radicalmente. El átomo pasaba a estar estructurado de la siguiente manera, tal y como muestra la figura 3: un núcleo formado por protones y neutrones —partículas con masa parecida, aunque la primera con carga eléctrica y la segunda sin carga eléctrica—, y un número de electrones igual al número de protones nucleares, situados alrededor del núcleo.

Este modelo del átomo presentaba muchas ventajas frente al anterior, pero un inconveniente evidente para todos. Si en el núcleo solo había protones y neutrones, ¿de dónde salían los electrones de la radiactividad β? Para responder a esta cuestión fue necesario introducir una nueva partícula que también se descubrió en 1932: el positrón.

FIG. 3



LOS RAYOS CÓSMICOS Y LOS POSITRONES

Entre 1910 y 1912 los alemanes Albert Gockel (1860-1927) y Werner Kolhörster (1887-1946) y el austríaco Victor Francis Hess (1883-1964) habían empezado a estudiar un tipo de radiación —desconocida hasta entonces— proveniente de la atmósfera. Usando globos aerostáticos, estos investigadores apreciaron que la cantidad de carga eléctrica detectada en la atmósfera aumentaba con la altura, lo cual indicaba que la radiación provenía de las capas altas de la atmósfera o, por qué no, del espacio. Por eso se la llamó *Höhenstrahlen* o *Ultrastrahlen*, literalmente «radiaciones de las alturas» o «radiaciones del más allá».

El estadounidense Robert Andrews Millikan (1868-1953) les dio el nombre de «rayos cósmicos» en 1925. El origen desconocido de tal tipo de radiación le daba un halo de misterio al que Millikan no pudo resistirse. Estudiar los rayos cósmicos era parte del gran proyecto que el físico americano tenía en mente. Con la aparición de la radiactividad a finales del siglo XIX, los científicos eran conscientes de estar asistiendo a procesos de transmutación de la materia: unos átomos se convertían en otros con la emisión de radiaciones positivas (α), negativas (β) o neutras (γ). Desde ese momento las posibilidades que se abrían en el imaginario científico eran fascinantes: se contemplaba la posibilidad de usar la energía atómica, de sintetizar átomos en el laboratorio, de comprender totalmente la estructura del átomo. Las siguientes palabras de Millikan nos muestran que su interés cósmico está relacionado con las preguntas por la constitución de la materia:

> Con el radio y el uranio no vemos más que el decaimiento [de los átomos]. Pero en algún lugar, de algún modo, es casi seguro que estos elementos se están formando continuamente. Probablemente, están siendo ensamblados ahora en los laboratorios de las estrellas. [...] ¿Podremos algún día controlar tal proceso? [...] Si lo conseguimos, ¡será un nuevo mundo para el hombre!

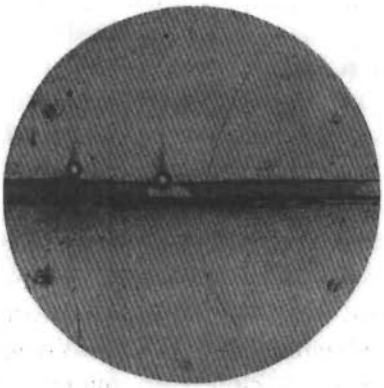
Para Millikan, la investigación sobre los rayos cósmicos era un modo de investigar los procesos que ocurrían en las estrellas,

«las fábricas de Dios», como él las denominaba. Aquí se aprecia otro elemento interesante de su investigación: Millikan tenía una teoría acerca del origen de la radiación atmosférica *antes* de emprender su trabajo experimental. Mientras en Europa se discutía no solo el origen de tal radiación, sino incluso su propia existencia, Millikan daba por hecho el origen extraterrestre de la radiación en la atmósfera. De hecho, es significativo que Millikan no pudo demostrar que los rayos cósmicos eran realmente *cósmicos*, pues nunca pudo salir de la atmósfera. Sin embargo, bautizando a la radiación de esta manera, ya estaba imponiendo su modo de ver el fenómeno. Millikan consideraba que, en el proceso de formación de los diversos elementos en los altos hornos de las estrellas, se emitían diversos tipos de radiación, que serían como los desechos de tales procesos. Su estudio nos daría, pues, información sobre la formación de los átomos. Los rayos cósmicos serían como «los gritos de nacimiento de los átomos-bebé».

Del proyecto de rayos cósmicos se obtuvo un resultado inesperado. El joven Carl David Anderson (1905-1991), investigador estadounidense bajo la guía de Millikan, estaba fotografiando las trayectorias de los rayos cósmicos a su paso por una cámara de niebla (aparato que detecta las partículas de radiación ionizante). Para determinar la carga de la radiación, tanto la de origen cósmico como la de origen radiactivo, se aplica a la cámara de niebla un campo magnético, el cual curva las trayectorias de las partículas en un sentido u otro según la carga que tengan. En el verano de 1932, Anderson se topó con un tipo de radiación extraña: atendiendo a su masa, las partículas que estaba detectando eran electrones; pero su carga era positiva, con lo que tenían que ser protones. Cabía una tercera interpretación, a la que Millikan se resistía, y que finalmente Anderson se atrevió a publicar por su cuenta: las trayectorias correspondían a electrones positivos, a los que se llamó «positrones». De este modo, se tuvo que añadir una nueva partícula elemental a las ya existentes, protón, electrón y neutrón.

Igual que en el caso del neutrón, una vez Anderson obtuvo evidencia experimental de la existencia de una nueva entidad —los electrones positivos—, la tarea más difícil fue la de interpretar qué

LA FOTOGRAFÍA DE CARL D. ANDERSON



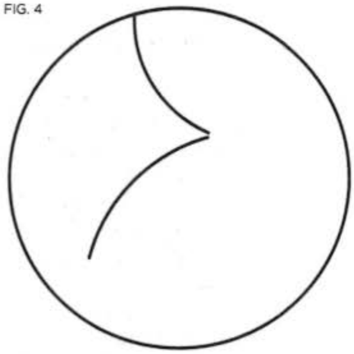
La detección de pequeñas partículas subatómicas es posible gracias a su carga eléctrica. Al atravesar una emulsión líquida o gaseosa inestable, estas partículas generan por donde pasan una estela de burbujas minúsculas, análoga al rastro que dejan los aviones en la atmósfera. En su estudio de los rayos cósmicos, Anderson observó que no todos los electrones procedían de la radiación atmosférica, sino que algunos electrones parecían dirigirse hacia ella... ¡a no ser que estos electrones fueran positivos! Para dilucidar si se trataba de electrones negativos en trayectoria ascendente o de un nuevo tipo de partícula, parecida al electrón pero con carga positiva y en trayectoria descendente, Anderson interpuso una placa de plomo en mitad de la trayectoria. Así, observó que la curvatura de la trayectoria de la partícula era mayor en la parte inferior, lo cual significaba que esta había perdido energía al atravesar el plomo de arriba abajo. De este modo, Anderson pudo afirmar que sus observaciones se correspondían con posibles electrones positivos. En la imagen, la fotografía realizada por Anderson.

eran esas partículas y de dónde salían. Fue Paul Dirac (1902-1984), joven físico teórico afincado en Cambridge pero en constante relación con Bohr, quien había sugerido la posible existencia de electrones positivos durante su estancia en Copenhague en 1928. Allí desarrolló una teoría cuántica para el movimiento relativista de los electrones que, aunque complicada matemáticamente —inventó una nueva notación que todavía se utiliza hoy en día—, predecía bastante bien su comportamiento. El único problema de la teoría era que proporcionaba soluciones para el comportamiento de los electrones tanto para energías positivas como negativas.

¿Qué significaba que un electrón tenía energía negativa? En aquel entonces Dirac no acertó con una interpretación adecuada

de ese resultado. Pero cuando aparecieron los electrones positivos, los positrones, la identificación de estos con aquellos electrones de energía negativa fue casi inmediata: no se trataba de electrones con energía negativa sino de electrones con carga positiva, los positrones.

FIG. 4



La imagen muestra la creación de un par electrón-positrón a partir de un fotón. Las dos partículas tienen concavidades distintas debido a su carga eléctrica opuesta. El fotón no se observa debido a que no tiene carga.

A la vez, y también en Cambridge, Patrick M.S. Blackett (1897-1974) y Giuseppe Occhialini (1907-1993) consiguieron *manufacturar* positrones en el laboratorio; es decir, obtener positrones no como resultado de fenómenos aleatorios e impredecibles como los rayos cósmicos, sino fruto de la interacción de la radiación con la materia. Porque una de las predicciones de Dirac era que, en determinadas circunstancias, la energía de la radiación γ podía transformarse en partículas, dando lugar a la *creación* de un par electrón-positrón, tal como se representa en la figura 4. A la vez, ambas partículas podían aniquilarse mutuamente y transformarse en radiación γ.

En principio, el fenómeno no era del todo impensable. Ya hacía años que la famosa ecuación de Einstein, $E=mc^2$, que relaciona materia y energía, estaba aceptada. Pero era la primera vez que esta relación se fotografiaba en el laboratorio. Y esto es lo que Blackett y Occhialini consiguieron hacer.

De este modo, el positrón introducía una característica inesperada en el concepto de partícula elemental: que estas pueden crearse y aniquilarse, transformándose en energía. Lo que los átomos de Dalton, a principios del siglo XIX, no contemplaban —su destrucción—, ahora lo hacían incluso sus componentes.

FÍSICA NUCLEAR

En el verano de 1932 la familia Bohr se trasladó a la mansión que la Fundación Carlsberg destinaba a quien su comité ejecutivo con-

siderara como uno de los daneses más influyentes en la cultura o las ciencias a nivel nacional e internacional. Habitar esa residencia era un honor, pero ello también conllevaba numerosas obligaciones protocolarias y de representación, ya que en la mansión se celebraban recepciones con participantes tan ilustres como los reyes de Dinamarca, o miembros destacados de la política, la economía y la cultura. En estas tareas, los Bohr, especialmente Margrethe, fueron siempre unos grandes anfitriones.

Los primeros invitados de honor que los Bohr acogieron en su nueva residencia, en septiembre de 1932, fueron Rutherford y su esposa, quienes recientemente habían recibido el homenaje de la Corona británica al concedérseles los títulos de lord y lady Rutherford de Nelson. Fue, indudablemente, un momento especialmente emotivo para los dos viejos amigos. Habían pasado veinte años desde que tuvo lugar su primer encuentro; entonces, la información que se disponía acerca de la estructura del átomo era mínima: solo se sabía de la existencia de los electrones. Rutherford y Bohr habían transformado esa visión durante sus años de trabajo en Mánchester y ahora veían cómo sus respectivas instituciones, el Instituto de Física Teórica de Copenhague y el laboratorio Cavendish de Cambridge, eran el centro de la física mundial, en concreto, de la física nuclear.

De hecho, se considera el año 1932 como el *annus mirabilis* del Cavendish: no solo se descubrió en el laboratorio de Cambridge el neutrón y se manufacturó el positrón, sino que también se construyó allí con éxito el primer acelerador de partículas, con el que los físicos John Douglas Cockcroft (1897-1967) y Ernest T.S. Walton (1903-1995) consiguieron la primera desintegración nuclear artificial de la historia.

La existencia del neutrón y el positrón, junto con la propuesta de los neutrinos, cambió radicalmente la manera de entender el núcleo atómico y, gracias a tales descubrimientos, se pudo dar una primera explicación coherente del que fuera el primer fenómeno nuclear: la radiactividad. Porque, si el núcleo está compuesto solo de protones y neutrones, y se sabía con certeza que la radiación β la formaban electrones que no estaban en la corteza del átomo, ¿de dónde surgían dichos electrones? Además, Pauli

había introducido en 1930 una partícula casi fantasmagórica (sin carga, sin masa y casi indetectable), el neutrino, que se emitía en la radiación β.

La primera teoría, todavía válida en sus principios fundamentales, la formuló Enrico Fermi (1901-1954) en diciembre de 1933. Esta teoría era tan rupturista que en sus primeros intentos de publicarla, los editores de las principales revistas científicas rechazaron su artículo por considerarlo excesivamente especulativo. Y esto, ¡tras veinte años de continuos sobresaltos en la física!

> «Los científicos no dependen de las ideas de un solo hombre, sino de la sabiduría combinada de miles de hombres, todos pensando sobre el mismo problema y cada uno de ellos haciendo su pequeña aportación a la gran estructura de conocimiento que se va construyendo poco a poco.»
>
> — Ernest Rutherford.

La teoría de Fermi sostenía que, en el núcleo, se puede dar el caso de que un neutrón se transforme en un protón + un electrón + un neutrino, emitiéndose los dos últimos fuera del núcleo. Lo mismo podía suceder con la transformación de un protón en neutrón + positrón + neutrino, dando lugar a la radiactividad artificial que el matrimonio formado por Irène Curie (1897-1956), hija de Marie Curie, y Frédéric Joliot-Curie (1900-1958) acababa de descubrir. En estas transformaciones, la masa, la carga y otras magnitudes, como el espín, se conservaban. Como se ve, Fermi consolidó en esta teoría la idea de que las partículas elementales no lo son tanto, sino que se pueden transformar unas en otras.

Una idea similar utilizó Heisenberg, y poco después el japonés Hideki Yukawa (1907-1981), para explicar cómo podían los protones y los neutrones permanecer tan unidos en un espacio tan pequeño como el núcleo atómico. Atendiendo a las únicas fuerzas conocidas hasta el momento, la gravitatoria y la electromagnética, esa unión era imposible, dada la repulsión elec-

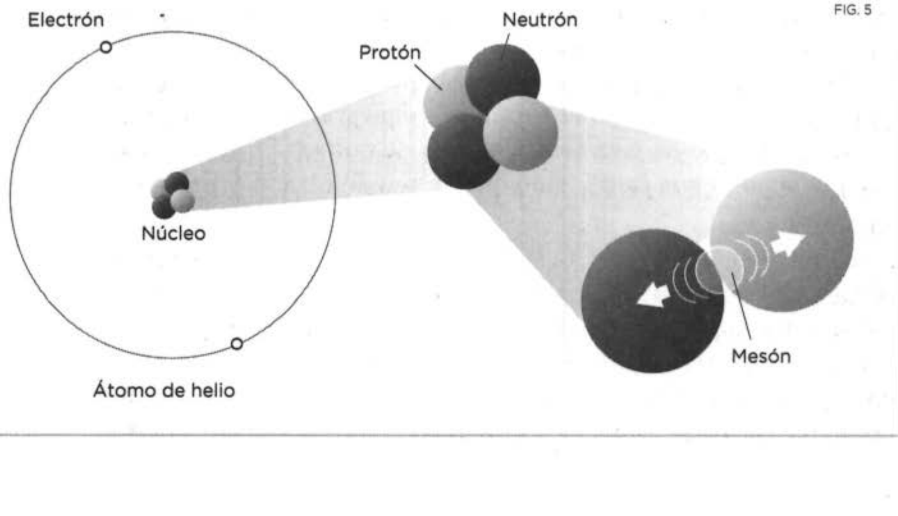
trostática que los protones —todos con carga positiva— debían experimentar entre sí.

Heisenberg acuñó el término «nucleón» para referirse tanto a los protones como a los neutrones. Su idea era que los protones se convertían constantemente en neutrones y estos en protones, y que era este continuo cambio de identidad el que mantenía a los nucleones unidos, tal como se describe en la figura 5. Yukawa, en 1934, pensó que esta transformación de protones en neutrones y viceversa se llevaba a cabo con la creación, intercambio y aniquilación de una partícula intermedia, el «mesón».

En 1937 se observó una nueva partícula en los rayos cósmicos cuyas características se parecían a las que predecía Yukawa, incluida su corta vida. De ahí que inmediatamente se identificara la partícula teórica de Yukawa con el mesón observado en los rayos cósmicos. Tras la Segunda Guerra Mundial esa identificación se demostró inadecuada (el mesón de rayos cósmicos y el mesón de Yukawa resultaron ser dos partículas distintas), pero sirvió para tener una primera imagen consistente del núcleo atómico y del hecho que sus fuerzas internas eran distintas de las hasta entonces conocidas. Era el primer paso de lo que hoy conocemos como «fuerza débil» (la de Fermi para la radiactividad) y «fuerza fuerte» (la de Yukawa).

Los protones y neutrones nucleares se mantienen unidos gracias a su constante cambio de identidad, fruto del intercambio de un mesón.

FIG. 5



CIENCIA EXPERIMENTAL EN COPENHAGUE

Desde su creación durante la Gran Guerra, el Instituto de Física Teórica de Bohr había sido un lugar donde el equipamiento fundamental eran el papel y lápiz, las pizarras y la tiza, contando con un fondo bibliográfico y de revistas siempre puesto al día. En la década de 1930 Bohr le dio un giro a su institución para convertirla también en un centro experimental de primer orden en el ámbito de la física nuclear.

El éxito del primer acelerador de partículas, el de Cockcroft y Walton en Cambridge, espoleó la construcción de más aceleradores y el desarrollo de nuevas técnicas en muchos centros de física del mundo. Bohr decidió que Copenhague no podía quedarse atrás en lo que llegó a convertirse en una carrera por energías siempre mayores. Con su prestigio y capacidad de gestión, Bohr consiguió el dinero suficiente para la construcción, no de uno, sino de tres aceleradores: dos lineales y uno circular, o ciclotrón.

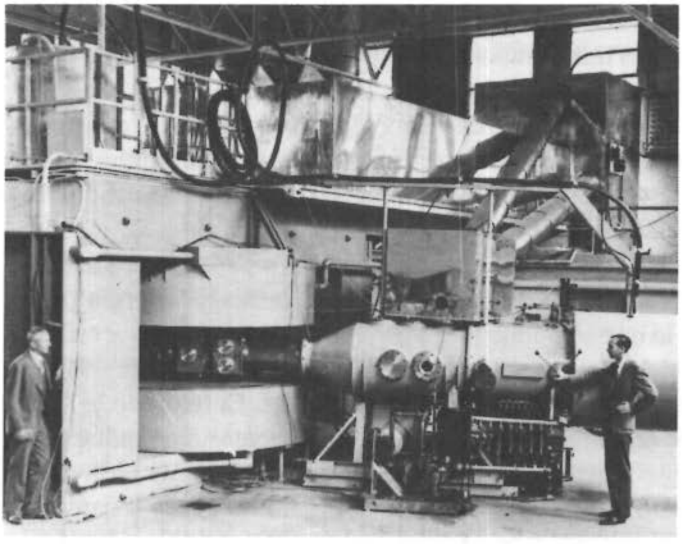
La razón de ser de los aceleradores no era solo el estudio de la física nuclear a su nivel más fundamental, sino también la producción de isótopos radiactivos para fines médicos. Y fue así como la biología hizo una simbiosis con la física en el Instituto de Bohr.

George de Hevesy, con quien Bohr ya había colaborado en sus años en Mánchester, fue el encargado de desarrollar la parte biológica del proyecto nuclear. La idea que puso en práctica fue la de crear isótopos radiactivos de baja intensidad para utilizarlos como marcadores en tejidos y órganos.

Desde su descubrimiento a finales del siglo XIX, la radiactividad había sido siempre vista como una forma de energía penetrante con la que se podían quemar y destruir tejidos inaccesibles. Así, la radiactividad pronto se utilizó, con mayor o menor fortuna, como un arma en la lucha contra el cáncer. El uso que le daría Hevesy era distinto. Se trataba de fabricar materiales radiactivos cuyas propiedades químicas y biológicas fueran muy bien conocidas. Además, su energía de radiación debía ser muy baja: lo suficiente para ser detectada por aparatos muy sensibles, pero que no supusiera un daño para los tejidos orgánicos. Una vez obtenidos estos isótopos, se inyectaban en el cuerpo de un ser vivo, de

ACELERADORES LINEALES Y CIRCULARES

La carrera que se inició en la década de 1930 por la construcción de aceleradores de partículas cada vez más potentes tenía una finalidad científica muy clara: poder controlar en el laboratorio los fenómenos a altas energías, las cuales, de momento, solo se obtenían en los procesos impredecibles de los rayos cósmicos. Para acelerar partículas a altas energías es imprescindible que estén cargadas eléctricamente. Las partículas neutras, como los neutrones o los propios átomos en su estado habitual, solo pueden ser aceleradas si algo previamente veloz colisiona contra ellas. Ya desde el principio de esta carrera se perfilaron dos técnicas distintas para acelerar partículas con carga eléctrica: la aceleración lineal y la circular. En el primer caso, las partículas son aceleradas por un campo eléctrico: se crea una diferencia de potencial entre los extremos de un tubo, que genera una fuerza eléctrica que acelera la partícula con carga. El gran problema de esta técnica es que es difícil crear grandes diferencias de potencial sin que se produzca una descarga eléctrica que lo anule. Los aceleradores circulares utilizan a la vez un campo eléctrico y uno magnético. El primero sirve para acelerar un poco la partícula y el segundo para curvar su trayectoria para que la partícula vuelva a pasar por el campo eléctrico y volver a ser acelerada. Así se consigue que un mismo campo eléctrico dé muchos impulsos a las partículas cargadas y aumente, así, su velocidad.



Ciclotrón de la Universidad de California en una fotografía realizada en 1939.

modo que se pudiera seguir su itinerario gracias a la detección de su radiactividad. Con este método se podrían observar, por ejemplo, obstrucciones que sean indicativas de alguna anomalía, malformación o tumor.

EL NÚCLEO SE ROMPE

De todas las partículas aparecidas en la década de 1930 el neutrón se convirtió en la gran estrella de la física: al tener carga neutra, era relativamente fácil utilizar neutrones para investigar el interior del núcleo, ya que no eran ni atraídos ni repelidos por este. Muchos laboratorios de física de Europa, y algunos de Estados Unidos y Japón, se dedicaron a la exploración nuclear con neutrones. Pronto se vio que, a veces, al bombardear átomos con neutrones, estos últimos eran absorbidos por el núcleo, con lo que este se transformaba en otro isótopo del mismo elemento. Pero los nuevos núcleos eran inestables, con lo que pronto se desintegraban emitiendo radiactividad. Así se pasó a fabricar nuevos elementos radiactivos. Especialmente fascinantes eran los elementos transuránicos; es decir, aquellos elementos que estaban más allá del uranio en la tabla periódica.

El proyecto que cambiaría para siempre la física nuclear lo llevaron a cabo Lise Meitner, Otto Hahn (1879-1968) y el joven químico Fritz Strassmann (1902-1980). Estaba claro que si la parte física consistía en bombardear átomos con neutrones, se precisaba de los químicos para analizar la identidad de los átomos resultantes. Pero en 1938 Meitner, de origen judío, tuvo que abandonar Berlín a causa de la persecución nazi, con lo que el proyecto quedó en manos de Hahn y Strassmann. Meitner tenía la sensación creciente de que alguna de las hipótesis que estaba utilizando era incorrecta, pues el comportamiento de los elementos trans-uránicos no coincidía con el esperado.

Parece que en una entrevista que mantuvieron Meitner y Hahn en el Instituto de Bohr, en Copenhague, la investigadora austríaca sugirió volver a analizar tales elementos con la esperanza

de que no fueran realmente trans-uránicos, sino que se tratara de bario, el elemento 56 de la tabla periódica. De ser así, el resultado de bombardear núcleos con neutrones no sería un elemento de número atómico mayor, sino la ruptura del núcleo. De vuelta a Berlín, Hahn y Strassmann realizaron los análisis que Meitner había sugerido para comprobar que ella tenía razón. Habían roto el núcleo por la mitad.

El manejo de los núcleos atómicos parecía no tener límite. Se podían destruir núcleos utilizando los neutrones como proyectil. La idea no era nueva. Desde que Einstein avanzara su ecuación $E = mc^2$, la ciencia ficción había especulado sobre la posibilidad de transformar materia en energía, y así disponer de una fuente ilimitada de energía. Pero ahora, a las puertas de la Segunda Guerra Mundial, la ficción se había convertido en aterradora realidad. Puestas las bases científicas de la fisión nuclear, la utilización de tal energía para usos destructivos era cuestión de tiempo.

CAPÍTULO 5

El mundo en guerra

Las dos guerras mundiales del siglo XX cambiaron la faz de la ciencia. Antes de tales conflictos se había pretendido que la ciencia era un conocimiento puro, sin implicaciones comerciales o militares. Eso nunca fue cierto, pero las dos guerras dilapidaron para siempre esta supuesta pureza de la ciencia. Bohr y su escuela sufrieron entonces uno de los reveses más radicales: la persecución nazi y la fabricación y uso de la bomba atómica sobre Japón.

Desde los inicios de su carrera, Niels Bohr fue muy hábil en conseguir financiación para sus proyectos. La Fundación Carlsberg y el Gobierno danés fueron sus principales patrocinadores durante su formación científica en Copenhague, Cambridge y Mánchester, y también en los primeros años del Instituto de Física Teórica. Pero estas fuentes de financiación pronto se mostraron insuficientes para los planes de expansión que Bohr tenía en mente.

Fue durante su primer viaje a Estados Unidos, en 1923, cuando el físico contactó personalmente con la Fundación Rockefeller. Habiendo recibido el premio Nobel en diciembre del año anterior, Bohr usó su prestigio internacional para convencer a los gestores de la fundación de que se hicieran cargo del coste de ampliar su instituto y sufragar parte de los gastos de los muchos investigadores que deseaban pasar una temporada en él. Esta visita dio lugar a una relación permanente entre Bohr y las diversas agencias filantrópicas relacionadas con la Fundación Rockefeller.

De hecho, Bohr fue el primer receptor de fondos de la International Education Board (IEB), una agencia dependiente de la Fundación Rockefeller creada en el mismo año 1923, cuyo objetivo era fomentar la investigación científica en el mundo. Fue esta agencia la que más contribuyó a que potenciales científicos norteamericanos recibieran parte de su formación en las mejores universidades y centros de investigación del mundo que, por aquel

ROCKEFELLER Y LA CIENCIA



John D. Rockefeller (1839-1937) ha sido, posiblemente, la persona más rica de la historia, al menos de la historia moderna y contemporánea. Nacido en el estado de Nueva York, Rockefeller amasó su fortuna gracias al monopolio del petróleo que consiguió en la segunda mitad del siglo XIX. Se dice que desde su primer sueldo Rockefeller dedicó una parte de su dinero a las necesidades educativas y sanitarias organizadas por su iglesia local. Y esos fueron los objetivos principales de todas sus obras filantrópicas, entre las que se cuentan la creación de la Universidad de Chicago y de algunos de los mejores centros médicos del mundo. Tras la Primera Guerra Mundial una parte fundamental de la Fundación Rockefeller se dedicó al fomento de la ciencia. Siguiendo una idea popular en la época, Rockefeller estaba convencido de que el progreso de las ciencias evitaría nuevas guerras. Esta idea se basaba en la creencia, algo ingenua, de que la ciencia es moral e ideológicamente neutra.

entonces, estaban todos en Europa. De este modo, se pretendía ir sentando las bases para la consolidación de la ciencia en Estados Unidos, un proceso que se preveía iba a durar más de una generación. Pero la historia se aceleró en la década de 1930.

EL TERCER REICH SACUDE LA CIENCIA EUROPEA

El 7 de abril de 1933, el Gobierno de Hitler autorizó la expulsión de las universidades de catedráticos, profesores e investigadores por motivos políticos y/o raciales, dando así comienzo a una purga

ideológica y racial del mundo intelectual. Este acontecimiento desencadenó, sin pretenderlo, una transformación radical de la geografía científica internacional. En poco más de una década, el éxodo de científicos y académicos procedentes del área de influencia alemana hacia Estados Unidos ayudó a convertir a este último país en el centro mundial de la ciencia.

La Fundación Rockefeller se vio abocada a cambiar de política. Si hasta entonces su objetivo era favorecer la formación de jóvenes científicos en centros de excelencia, en 1933 decidió ayudar a los científicos perseguidos, muchos de ellos con una carrera ya establecida, a encontrar trabajo en otros lugares. Esto alimentó las universidades e instituciones científicas americanas con un alud de personal altamente cualificado. Es lo que un historiador de la ciencia llamó «el regalo de Hitler a América».

Las cosas también cambiaron para Bohr y su instituto. Su idea hasta el momento había sido atraer a científicos jóvenes para ayudarles en el desarrollo de su creatividad. Con la nueva situación, el centro empezó a llenarse de investigadores con una sólida trayectoria, los cuales, por lo tanto, necesitaban más libertad de acción y menos ayuda intelectual por parte de Bohr. James Franck (1882-1964), procedente de Gotinga, y George de Hevesy, profesor en Friburgo, fueron los primeros de esta larga lista. Ambos, viejos amigos de Bohr, obtuvieron sus premios Nobel en 1925 y 1943, respectivamente (el primero de Física, compartido con G.L. Hertz, y el segundo de Química), por sus aplicaciones del modelo atómico del científico danés.

La tarea de Bohr no se limitó a aceptar en su centro a algunos de los científicos perseguidos. Sus contactos internacionales, especialmente con la Fundación Rockefeller, también le permitieron ayudar a otros científicos a encontrar una plaza en otros países, ya que las posibilidades de Dinamarca eran obviamente muy limitadas. Una manera de conseguir tal propósito era conceder una beca de investigación de un año de duración a los científicos con problemas, para que de este modo utilizaran Copenhague como trampolín hacia otros posibles destinos.

Uno de los casos más sonados fue el de Enrico Fermi y su esposa. En 1938, el físico italiano había recibido el premio Nobel

por su trabajo con los neutrones, y debía por tanto acudir a Estocolmo. Las autoridades italianas, que siguiendo a las alemanas acababan de promulgar ese mismo año las primeras leyes antisemitas —lo que afectaba a Laura Fermi—, no podían negarse a que Fermi acudiera a la ceremonia de concesión del premio, pero impusieron una vigilancia muy estricta sobre la pareja. Para evitar sospechas, los Fermi partieron hacia Suecia con lo que parecía ser el escaso equipaje propio de un corto viaje de ida y vuelta. Pero tras la ceremonia, ambos se dirigieron a Copenhague y Bohr

TRAS EL TELÓN DE ACERO



Piotr Kapitsa (a la izquierda), junto a Nikolái Semiónov, premio Nobel de Química en 1956, en un óleo pintado en 1921 por Borís Kustódiev.

Junto a la persecución nazi de los judíos y los disidentes políticos, Alemania no fue el único lugar donde muchos científicos se sentían amenazados en la década de 1930. En la misma época, Stalin también empezó a llevar a cabo purgas y a limitar la movilidad de los investigadores soviéticos. Una de las primeras huidas fue la de George Gamow. En 1933 había regresado a la Unión Soviética, pero las autoridades no querían permitir su viaje a Bruselas para asistir al Congreso Solvay que se celebraba en octubre de ese año. La intervención de Bohr fue decisiva, ya que dio su palabra de honor a las autoridades soviéticas de que él mismo se encargaría de que Gamow volviera a Rusia. Pero, para decepción del propio Bohr, no fue así, y tras el congreso, Gamow se marchó a Estados Unidos, donde pidió exilio político. Quizá por eso el caso de Piotr Kapitsa (1894-1984) fue distinto. Tras diez años de trabajo en Gran Bretaña, e incluso de su nombramiento como director del nuevo laboratorio de física a bajas temperaturas que Rutherford había construido para él en el Cavendish, Kapitsa fue obligado a permanecer en la Unión Soviética y a no regresar a Cambridge tras sus vacaciones de verano en 1934. La intermediación de físicos amigos de tendencias filo-marxistas, como Paul Dirac, fue inútil y a Kapitsa nunca se le permitió abandonar el país.

los alojó en su residencia. De ahí fueron directamente a Estados Unidos, donde Fermi pudo fabricar, en la Universidad de Chicago, el primer reactor nuclear de la historia y, después, convertirse en uno de los cuatro científicos al mando del Proyecto Manhattan.

En un discurso antisemita el mismo Hitler concedía que su campaña podía dañar a la ciencia alemana:

> Si el despido de científicos judíos significara la aniquilación de la ciencia moderna en Alemania, entonces deberemos conformarnos por un tiempo con una Alemania sin ciencia.

En total, unos 1 500 científicos abandonaron Alemania, de los cuales quince ganaron un premio Nobel durante su exilio.

Durante la tragedia que supusieron las persecuciones llevadas a cabo por el régimen de Hitler, algunos prefirieron mirar hacia otra parte. Max Planck y Werner Heisenberg son los casos más significativos, al menos por lo que respecta a la historia de la física. Ambos prefirieron anteponer su patriotismo a lo que hoy llamamos los derechos humanos, a pesar de su descontento con los nazis. Incluso cuando colaboraron con el esfuerzo alemán por ganar la guerra, lo hicieron más por evitar una nueva humillación de Alemania que por simpatías con el régimen.

UNA VISITA CON MAL SABOR DE BOCA

Dinamarca pudo seguir jugando un papel central en el rescate de exiliados del régimen nazi durante los primeros meses de la guerra. Pero la neutralidad que había conseguido durante la Primera Guerra Mundial no fue posible en esta ocasión. En abril de 1940 las tropas alemanas invadieron el pequeño país escandinavo para «salvaguardar su neutralidad». Más que de una anexión en plena regla, como en el caso de Austria o Polonia, se trataba de un control indirecto del país por parte de los nazis.

Esta situación duró hasta 1943, cuando el Gobierno danés se opuso a decretar el estado de emergencia y a castigar a los opo-

sitores de los nazis. En este momento, Alemania tomó el control total de Dinamarca y la situación cambió para peor. Si hasta entonces las leyes raciales contra los judíos no habían supuesto un peligro inminente, a partir de ese momento nadie estaba a salvo. Ni siquiera Bohr y Margrethe, que tenían ancestros judíos. Los dos pudieron huir de Dinamarca el 29 de septiembre de 1943. Hasta ese día Bohr pudo seguir trabajando en su instituto. Parte de sus investigaciones se centraban en la recién descubierta fisión nuclear y en la posibilidad de desarrollar aplicaciones prácticas de dicha fuente de energía, lo cual, al principio, no era del todo obvio.

En octubre de 1941 los alemanes organizaron un congreso de astrofísica en Copenhague al que asistieron varios físicos, entre ellos Heisenberg. Bohr fue invitado, pero declinó participar en el evento. Aun así, hubo un reencuentro de los dos viejos amigos y colaboradores, aunque bajo una gran tensión. Bohr era víctima de una invasión de Dinamarca y Heisenberg era un alemán que no había rechazado pública y explícitamente el régimen de Hitler. La vieja amistad estaba, en este momento, velada por las circunstancias extremas de la guerra.

Conscientes de que su conversación podía ser espiada por cualquiera de los bandos en lucha, Bohr y Heisenberg decidieron dar un paseo por los jardines de la residencia Carlsberg. Qué sucedió en los pocos minutos que duró esa conversación no está claro, y la ficción ha usado el episodio para todo tipo de especulaciones. Lo que sí se sabe es que Bohr volvió enfadado del breve encuentro y que las relaciones entre ambos científicos sufrieron un deterioro que duró varios años, que se mantuvo incluso después del final de la guerra.

Las especulaciones sobre ese encuentro se centran en si ambos físicos trataron directamente sobre la producción de una bomba atómica y, de ser este el tema, qué sabía cada uno de ellos acerca de su viabilidad técnica. Lo más probable es que en el ambiente enrarecido de aquel momento, y fruto de la desconfianza mutua, la conversación se llenara de frases a medias y de muchos malentendidos. De hecho, uno de los temas que flotaba en el ambiente era el de la responsabilidad moral de los científicos en lo que respecta a su colaboración con las necesidades militares de su propio país.



FOTO SUPERIOR IZQUIERDA:
Fotografía tomada en el congreso celebrado en 1930 en el Instituto de Física Teórica de Copenhague. En la primera fila, de izquierda a derecha: Klein, Bohr, Heisenberg, Pauli, Gamow, Landau y Kramers.

FOTO INFERIOR IZQUIERDA:
Bohr con el presidente Eisenhower (centro) y Henry Ford II en la entrega del premio Atoms for Peace en 1957.

FOTO INFERIOR DERECHA:
El científico con Isabel II en mayo de 1957.





EL EXILIO DE BOHR

A principios de 1943, poco antes de su exilio, Bohr recibió una carta procedente de Inglaterra en un formato típico de un film de espías: una película casi microscópica enrollada en el interior de una llave. En ella, Chadwick le ofrecía la posibilidad de emigrar a Gran Bretaña y participar en el comité MAUD, nombre en clave que designaba el proyecto británico para desarrollar un arma con energía nuclear. En aquel momento Bohr prefirió quedarse en Dinamarca, pensando que desde allí podía ejercer una mayor resistencia al régimen nazi. Pero cuando la situación se volvió irreversiblemente peligrosa para el matrimonio Bohr, estos escaparon a Suecia, donde Margrethe se quedó hasta el fin de la guerra. En cambio, Niels se trasladó a Inglaterra en un avión militar. Allí fue recibido por Chadwick y los representantes del Gobierno británico, que le pusieron al día de los progresos en la construcción de la bomba atómica.

Desde el principio de la guerra, estadounidenses y británicos habían formado sendos comités para el estudio y potencial desarrollo de una bomba de uranio. Al principio se trataba de proyectos a pequeña escala, pero en 1942 quedó claro que el proyecto solo era posible si se desarrollaba a una escala industrial. Porque, entre otras muchas complejidades técnicas, la purificación del uranio y el polonio requería instalaciones a gran escala. Fue así como los británicos decidieron unir sus esfuerzos con el proyecto americano y ser subsumidos en él.

Bohr se trasladó en diciembre de 1943 a Estados Unidos, donde le fue entregada una nueva documentación. Su nuevo nombre era Nicholas Baker y siempre había un guardaespaldas a su lado. De todas formas, en aquellos momentos el Proyecto Manhattan ya estaba encarrilado, por lo que su contribución fue más la de un *pater familias*, que traía seguridad y confianza a un proyecto atómico y nuclear desarrollado por muchos de sus antiguos discípulos y amigos que habían pasado por Copenhague.

La preocupación fundamental de Bohr en 1944 y principios de 1945 fue la de utilizar todos sus contactos políticos para llamar la atención sobre la responsabilidad que implicaba que el Proyecto Manhattan terminara con éxito; es decir, con la construcción de la

bomba atómica. La idea central de Bohr era que la energía nuclear debía ser un instrumento para la paz internacional y que, por lo tanto, no debía haber secretos entre estadounidenses, británicos y soviéticos. Aunque el enemigo inmediato a batir era Hitler, era previsible que el final de la guerra fuera el inicio de otro conflicto entre aliados y soviéticos. Bohr creía firmemente que ello se evitaría si se establecía una total confianza entre ambos bloques.

Sus contactos le llevaron a entrevistarse con Roosevelt y Churchill, pero ambos encuentros tuvieron un impacto negativo. En una reunión en Nueva York entre ambos presidentes, celebrada a finales de 1944, los dos dirigentes coincidieron en desconfiar del físico danés y de sus planes. Una de las conclusiones de la reunión fue la de seguir muy de cerca los pasos de Bohr, por miedo a que su agenda internacionalista no fuera una excusa o una tapadera para filtrar información del Proyecto Manhattan a los soviéticos. De este modo, la protección que Bohr recibía en Estados Unidos se convirtió también en la vigilancia de sus contactos e intenciones.

En junio de 1945 Bohr pudo regresar a Inglaterra y reunirse con su esposa. Alemania había capitulado y la guerra en Europa había terminado. Al cabo de pocas semanas, el 6 y el 9 de agosto, Hiroshima y Nagasaki fueron arrasadas con bombas de uranio y plutonio. Tres días después Bohr publicaba su primer artículo en *The Times*, en el que defendía que el único modo de controlar el uso de la energía nuclear era el «acceso libre a toda la información científica y la supervisión internacional de todas las actividades relacionadas con ella». Era el inicio de su campaña pública por la internacionalización de la ciencia.

DE VUELTA A CASA

El Assistens Kirkegård es el cementerio de Copenhague donde están enterrados muchos de los personajes más importantes de la historia de Dinamarca. Nacido como el lugar donde los pobres y desposeídos recibían sepultura en el siglo XVIII, en el siglo XIX se convirtió en el lugar de reposo de los notables de la nación.

Allí destaca una tumba algo desproporcionada: una columna de granito coronada por laureles y el búho de Minerva, símbolo de la sabiduría filosófica en la cultura occidental.

Allí está enterrado Niels Bohr, a quien, por cierto, no le habría gustado la ostentación del tributo. El mausoleo, sin embargo, evidencia la proyección que Bohr tuvo en la vida pública danesa e internacional hasta el momento de su muerte, acaecida de repente en Copenhague el 18 de noviembre de 1962.

«Cada frase que pronuncio debe entenderse no como una afirmación, sino como una pregunta.»

— Niels Bohr.

La sociedad danesa, de hecho, consideraba a Niels y Margrethe como una segunda familia real. Bohr era el danés más conocido internacionalmente y la residencia Carlsberg era el escenario de numerosos actos nacionales e internacionales. Por allí pasaron los propios reyes de Dinamarca en numerosas ocasiones, incluyendo, entre otras, algunos de los cumpleaños de Bohr, y otras muchas personalidades, como la reina Isabel II de Inglaterra y su marido, el príncipe de Japón, el presidente de la India o el de Israel.

Desde su regreso a Dinamarca al final de la guerra, Bohr siguió trabajando activamente para la paz internacional. Dos momentos emblemáticos marcan su trayectoria en estos años: la publicación de una carta abierta a las Naciones Unidas en la que, ya en plena Guerra Fría, seguía defendiendo que la solución para evitar nuevos conflictos era la comunicación abierta de la ciencia. El otro momento fue cuando el Gobierno estadounidense le concedió, en 1957, el primer premio del proyecto Atoms for Peace, que promovía el uso de la energía nuclear para fines pacíficos.

Su tarea científica siguió teniendo el Instituto de Física Teórica, «su» instituto, como base de operaciones. Bohr siguió ampliando las instalaciones con nuevos edificios y nuevos aparatos, asegurándose que el empuje de la institución continuaría cuando él faltara. Y así fue. En 1965 el instituto pasó a llamarse con el nombre que todavía conserva: Instituto Niels Bohr.

Lecturas recomendadas

GAMOW, G., *Biografía de la física*, Madrid, Alianza, 2007.
GRIBBIN, J., *Historia de la ciencia, 1543-2001*, Barcelona, Crítica, 2003.
—: *En busca del gato de Schrödinger*, Barcelona, Salvat, 1994.
KRAGH, H., *Generaciones cuánticas: una historia de la física en el siglo XX*, Madrid, Akal, 2007.
LAHERA, J., *Bohr, de la teoría atómica a la física cuántica*, Madrid, Nivola, 2004.
LINDLEY, D., *Incertidumbre: Einstein, Heisenberg, Bohr y la lucha por la esencia de la ciencia*, Madrid, Ariel, 2008.
ROSENBLUM, B. ET KUTTNER F., *El enigma cuántico*, Barcelona, Tusquets, 2012.
SÁNCHEZ-RON, J.M., *Historia de la física cuántica. El período fundacional*, Barcelona, Crítica, 2001.
STRATHERN, P., *Bohr y la teoría cuántica*, Madrid, Siglo XXI, 1999.

Índice